ÉLÉMENS DE CHIMIE EXPÉRIMENTALE, PAR M. WILLIAM HENRY, ...

Digitized by Google

Digitized by Google

ÉLÉMENS

DE

CHIMIE EXPÉRIMENTALE.

Digitized by Google

DE L'IMPRIMERIE DE DEMONVILLE.

Digitized by Google

ÉLÉMENS

DE

CHIMIE EXPÉRIMENTALE,

PAR M. WILLIAM HENRY,

DOCTEUR EN MÉDECINE, ASSOCIÉ DE LA SOCIÉTÉ ROYALE DE LONDRES, MÉDECIN DE L'HÔPITAL DE MANCHESTER, etc. etc.

TRADUIT DE L'ANGLOIS

Sur la sixième Edition, dédiée à M. DALTON,

PAR H. F. GAULTIER-CLAUBRY,

BACHELIER ÈS-LETTRES, EX-ÉLÈVE DES HÔPITAUX CIVILS DE PARIS.

TOME PREMIER.

A
T·T

A PARIS,
CHEZ MAGIMEL, LIBRAIRE POUR L'ART MILITAIRE,
RUE DE THIONVILLE N° 9.

1812.

Digitized by Google

Digitized by Google

A MONSIEUR N. DEYEUX,

Membre de l'Institut, Docteur et Professeur en la faculté de Médecine de Paris, premier Pharmacien de S. M. I. et R., Membre du Collège de Pharmacie de Paris, etc.

MONSIEUR,

En vous priant d'accepter la dédicace de cette traduction, je remplis une obligation bien chère, celle de la reconnoissance. A qui, en effet, devois-je offrir cet hommage de mes premiers travaux? n'étoit-ce pas au Professeur plein de bonté, dont les leçons et les conseils m'ont inspiré le goût d'une science, qui, par les conceptions et les efforts

Digitized by Google

d'hommes tels que vous, Monsieur, fait chaque jour des progrès si remarquables et si utiles .....?

Puisse cet ouvrage être digne du Savant auquel je le dédie; et vous, Monsieur, puissiez-vous, reconnoître dans cette marque empressée de ma gratitude, les sentimens dont je suis pénétré, et toute l'étendue du respect avec lequel j'ai l'honneur d'être,

Votre très-humble élève et serviteur,

H. F. Gaultier-Claubry.

Digitized by Google

AVIS DU TRADUCTEUR.

M. Boxnot, officier d'Artillerie, que la mort a surpris au commencement de sa carrière, a traduit en françois la deuxième édition du *Manuel de Chimie* de M. William Henry.

Depuis, M. William Henry a donné successivement, quatre nouvelles éditions de cet ouvrage, la dernière a été publiée en octobre 1810, et il en a adressé un exemplaire à M. Berthollet. Ce Savant, qui daigne m'honorer de sa bienveillance, a desiré qu'il en fût fait une traduction dans notre langue, et m'a engagé à l'entreprendre. Je connois l'insuffisance de mes moyens; et je n'aurois pas osé me livrer à ce travail, si M. Berthollet ne m'eût promis son appui. Encouragé et soutenu par les conseils de ce grand Maître, je n'ai pas dû hésiter à le commencer. C'est sous ses auspices que j'ose la faire paroître.

Il y a quelque temps déjà que ma traduction est terminée; l'impression en a été retardée jusqu'à ce jour par la nécessité où je me suis trouvé de faire concorder les poids et les mesures d'Angleterre avec le système décimal suivi par tous les François. Je me suis efforcé d'apporter à cette réduction toute l'exactitude desirable; et j'ai pris pour base de mon travail les tables de M. Chompré, imprimées dans la traduction du *Système de Chimie* de Thomson. L'auteur y a fait, depuis, des corrections importantes, et même quelques additions, il m'a permis de les imprimer dans ma traduction : je les ai placées à la fin des appendices.

Dans quelques tables des appendices qui présentent

Digitized by Google

la comparaison entre les poids et mesures d'Angleterre avec les anciens poids et mesures de France, j'ai placé une troisième colonne pour le système décimal : j'ai pensé que cette addition pourroit rendre ces tables plus utiles.

Je dois à l'extrême bienveillance de M. d'Arcet des conseils précieux ainsi que des notes dont j'ai fait usage dans plusieurs endroits de mon travail. Qu'il me soit permis de lui en témoigner ici toute ma gratitude.

M. Bornot avoit préparé, il y a quelques années, un assez grand nombre de notes pour la réimpression qu'il se proposoit de faire; mais la plupart des objets sur lesquels portoient ces notes, faisant actuellement partie du texte de l'ouvrage original, j'ai inséré seulement le petit nombre de celles qui ne faisoient pas double emploi.

Je présenterai, à la fin de ma traduction, un court aperçu de ce que la Chimie a offert de plus intéressant depuis la publication de l'ouvrage de M. Henry.

M. Henry a accompagné son ouvrage de neuf Planches; on les trouvera dans ma traduction : j'en ai ajouté une dixième, dans laquelle j'ai représenté une étuve de M. d'Arcet, dont on ne sauroit trop propager l'usage, et l'alcalimètre de M. Descroizilles, si utile pour l'analyse des alcalis du commerce. Il m'a paru qu'il étoit très-convenable de faire connoître ces deux instrumens dans un ouvrage destiné principalement à l'instruction des jeunes gens qui étudient la Chimie.

J'ai conservé pour les planches les mesures angloises, parce que la réduction en mesures françoises auroit nécessité leur reconstruction; mais au moyen des tables de comparaison qui sont dans les appendices, on en pourra faire aisément la conversion.

Digitized by Google

PRÉFACE

DE LA SIXIÈME ÉDITION.

Cet Ouvrage, dont le Public a paru desirer une nouvelle édition, a successivement augmenté de volume, mais il a souffert peu de changemens, quant au plan et aux objets qui y sont traités. L'ouvrage est devenu si volumineux, qu'il ne peut plus porter le même titre (1); cet accroissement est dû seulement aux progrès qu'a faits la Philosophie chimique dans ces deux dernières années; progrès sans exemple dans l'histoire de la Science, non-seulement par rapport aux découvertes étonnantes qui ont été faites, mais aussi pour l'importance des généralités auxquelles on a été conduit.

Dans *la première partie*, je me bornerai à présenter les faits les plus propres à donner une connoissance exacte des élémens de la Chimie; ces faits seront liés par une discussion plus étendue de la doctrine générale, et sur-tout par une explication plus complète des lois de l'affinité, des principes de la nouvelle nomenclature et de la nouvelle partie de la science créée par les travaux de M. Davy. Le plan que j'ai suivi dans les éditions précédentes et dans celle-ci, ne conviendroit peut-être pas, si la Chimie étoit parvenue à sa perfection; mais il est bien adapté à l'état actuel de nos connoissances, parce

(1) Les premières éditions ont paru sous le nom de *Manuel de chimie*.

qu'il est facile d'y faire entrer les faits nouvellement découverts, ou les modifications qui pourront survenir à la théorie.

Dans *la seconde partie*, je détaille les méthodes les plus simples et les plus faciles d'analyser les eaux minérales et les corps minéraux en général. A peu d'exceptions près, j'ai eu occasion de répéter moi-même toutes les expériences que je rapporte dans cet Ouvrage; et dans les cas où je n'ai pas donné les résultats de mes propres expériences, j'ai pensé qu'une longue habitude d'observer les phénomènes chimiques, me permettroit de choisir parmi les différentes autorités, celles qui méritent le plus de confiance.

L'Appendice contient un aperçu des découvertes qui se sont faites pendant l'impression de l'Ouvrage, et j'y ai joint un extrait du nouveau Mémoire que M. Davy a lu à la Société Royale, et dont je suis redevable à l'Auteur.

On sait combien le dessin des différens objets dont on parle facilite l'étude de la science. J'ai ajouté une neuvième planche à celles que j'avois déjà donnée, et je crois qu'elles contiennent actuellement tous les appareils nécessaires pour travailler à la Chimie.

INTRODUCTION (1).

L'Auteur commence par exposer les raisons qui l'ont déterminé à se départir d'un usage assez général, qui consiste à faire précéder un ouvrage de l'histoire de la science dont il est l'objet. La première est que l'histoire de la science, par rapport aux faits, ne peut être entendue par ceux qui en commencent l'étude; la seconde, que si l'on donne l'histoire des Chimistes eux-mêmes, elle ne peut intéresser la curiosité générale; parce que la vie des Savans ne produit que rarement des événemens remarquables.

Il décrit ensuite la Chimie, les objets dont elle s'occupe, et sa liaison avec les autres sciences. « La Chimie, dit-il, est la science dont l'objet » est de découvrir et d'expliquer les changemens » de composition qui ont lieu entre les molé- » cules intégrantes et constituantes des corps ».

Il démontre la nécessité d'unir la théorie avec la pratique pour les arts qui dépendent de la Chimie, et il entre dans quelques détails sur les principaux de ces arts, qui sont l'Agricul-

(1) Cette introduction renfermant des détails très-étendus sur des points qui ne présentent point un intérêt majeur, j'ai pensé qu'il m'étoit permis de n'en donner qu'un extrait. (*Note du traducteur*).

ture, la Médecine, la Métallurgie, l'extraction des substances salines, la fabrication du verre, de la poterie et de la porcelaine, la préparation des liqueurs fermentées, la teinture, le blanchiment, la peinture en toiles, et l'art de tanner le cuir. Il prouve que des hommes instruits pratiquent avec beaucoup plus de sûreté tous ces arts, et sont plus capables d'y apporter des améliorations, que des ouvriers qui ne sont guidés que par l'habitude et la routine; et pour démontrer la vérité de ce qu'il avance, il cite les travaux de Bergmann, Scheele, Berthollet, Davy et Seguin, qui ont décrit les arts de la teinture, de la poterie, du tannage, et ceux de Wedgwood, qui ont tant perfectionné l'art de fabriquer la porcelaine. Il s'occupe enfin de ce qui a rapport à l'économie du combustible, et il expose les beaux travaux de M. Watt, qui a porté la machine à vapeurs à une si grande perfection.

Il passe de là à la description du plan qu'il doit suivre dans son ouvrage. Voici cet article.

« L'ordre que j'ai adopté, dit-il, comme préférable, consiste à commencer par des faits qui contribuent le plus directement à l'établissement des principes généraux de la science. Nous considérerons d'abord l'attraction ou affinité comme la cause la plus générale des changemens chimiques, et comme admettant des éclaircissemens pour un grand nombre de phénomènes connus.

Après l'attraction, le fait le plus généralement observé est l'influence de la chaleur sur les propriétés physiques et chimiques des corps; et, comme la chaleur est un pouvoir constamment opposé à l'affinité, on en fait mieux paroître les propriétés, en contrastant leurs opérations. La lumière et la chaleur se trouvent souvent associées l'une à l'autre dans les phénomènes chimiques; l'action principale de l'électricité consiste à désunir les composés chimiques; et pour bien entendre cette action, il est nécessaire de connoître les corps qui influent sur les résultats: c'est pour cela que je ne m'occuperai de l'électricité qu'après avoir étudié l'oxigène.

» Les phénomènes de la chaleur, et les lois que l'on en déduit, nous conduisent naturellement à rechercher la source de ce fluide, dont nous parlerons à l'article des corps semblables à l'air atmosphérique pour leur propriétés mécaniques, et que l'on nomme *Airs* ou *Gaz*. Ces gaz, comme nous le verrons, consistent en une base pondérable et en fluide extrêmement subtil, qui imprime à nos sens la sensation de la chaleur, et que l'on nomme *Calorique* (1). Quand les ingrédiens pesans de ces gaz, appelés ordinairement leurs bases, se combinent ensemble ou

(1) La lumière et l'électricité constituent probablement aussi les gaz.

avec d'autres corps, le calorique se dégage, et il se forme un nouveau composé. C'est sur la propriété de décomposer le gaz oxigène, qu'on les divise en *combustibles* et *incombustibles*. Il paroît que ces derniers ne sont incombustibles que parce qu'ils sont déjà combinés avec l'oxigène. D'après cela, nous diviserons toutes les substances en oxigénées et inflammables; et il paroît, d'après les découvertes de M. Davy, que les premières peuvent être réduites généralement à l'état métallique.

» La classe suivante qui attire notre attention, renferme les composés qui sont formés par l'union des gaz simples ou de leurs bases. Ainsi, l'oxigène et le nitrogène forment l'acide nitrique; l'hydrogène et l'oxigène constituent l'eau; l'hydrogène et le nitrogène donnent naissance à l'ammoniaque, qui par ses propriétés est rangé dans la classe des alcalis. Le détail des propriétés qui appartiennent aux alcalis et aux terres, doit donc précéder la description des acides, dont la plus importante propriété est de constituer, avec les alcalis et les terres, la classe étendue des sels. L'étude des bases des alcalis et des terres, fait suite à celles de ces corps eux-mêmes, parce que ces bases sont le produit d'opérations compliquées et difficiles, qui ont été expliquées de différentes manières. La description des alcalis fixes précède celle de

l'alcali volatil, à cause des effets singuliers du potassium sur l'ammoniaque.

» Nous passerons ensuite aux acides. J'ai réuni à l'article de chacun d'eux l'histoire de sa base, quand elle est connue. Comme plusieurs de ces corps, par exemple, le phosphore et le soufre ont perdu, d'après les expériences de M. Davy, leurs titres de corps élémentaires, il est difficile de déterminer où ils doivent être placés. En traitant des acides, j'indiquerai leur relation avec les corps qui ont déjà été étudiés; car il ne seroit pas raisonnable de détailler leur action sur les métaux avant que cette classe de corps ait été étudiée specialement. Quand nous aurons considéré les corps élementaires qui se distinguent par la propriété de donner des acides en se combinant avec l'oxigène, les propriétés des acides qui en sont formés, et celles des produits que donnent, par leur union, les acides et les alcalis, notre attention se dirigera sur une autre classe de corps élémentaires, c'est-à-dire, sur les métaux.

» Cette classe de corps est ordinairement placée à un rang moins avancé; mais j'ai adopté un ordre différent, parce qu'avec une connoissance préalable de la constitution et des propriétés des acides, on fera une histoire plus complète des metaux; et les divers phénomènes de leurs combinaisons avec l'oxigène en seront

mieux entendus. Enfin notre dernier pas dans l'étude de la science sera l'examen des productions les plus compliquées du règne végétal et animal.

» Je n'ai pas besoin d'apologie pour l'adoption exclusive de la nouvelle doctrine de la Chimie et de sa nomenclature ; je suis certain d'avance que celui qui voudra prendre la peine de comparer attentivement la nouvelle théorie avec l'ancienne, préférera l'arrangement clair et la précision de la première, à l'ordre confus et aux conclusions hasardées et sans règle des défenseurs du Phlogistique. Le témoignage de ceux qui ont eu occasion d'enseigner la Chimie avant et depuis la revolution de cette science, doit nous suffire. « J'ai adopté la nouvelle nomenclature, dit M. Chaptal, dans mes cours et dans mes ouvrages, et je n'ai pas tardé à m'apercevoir combien cela est avantageux à ceux qui enseignent, combien elle soulage la mémoire, combien elle tend à inculquer du goût pour la Chimie, et avec quelle facilité et quelle précision les principes touchant la nature des corps pénètrent l'esprit des auditeurs ». Nous avons aussi l'approbation des Métaphysiciens les plus distingués de notre siècle. « La nouvelle nomenclature, dit M. Dugald Steward dans ses *Elémens de la Philosophie du corps humain*, semble fournir une évidence frappante de l'effet des

expressions appropriées et bien définies, en aidant les facultés intellectuelles; et le temps n'est probablement pas éloigné, où de semblables innovations auront lieu dans d'autres sciences.

Cette doctrine et la nomenclature qui en dérive, peuvent être facilement entendues sans de longs détails; et d'après les immenses progrès qu'a faits la Chimie depuis leur développement, nous ne devons pas nous borner à les approuver, mais elles méritent même nos louanges. Pour moi, je les ai adoptées, non pas que je croie qu'elles soient parfaites, mais parce que, mieux que celles qui ont été proposées jusqu'ici, elles prêtent à expliquer et à classer les phénomènes».

ERRATA

DU PREMIER VOLUME.

Pag. 21, ligne 1-2. *Les* corps les plus fluides; *lisez* : le corps le plus fluide.
23, 17, dissolution; *ajoutez*, chaude.
24, 8, moyen; *lisez* : circonstances.
31, 7, où; *lisez* : on.
36, 1, tous les cas; *lisez* : toutes les proportions.
37, 7, après décomposition simple; *ajoutez* : par laquelle on entend que.
39, 11, par; *lisez* : dans.
42, 2, l'on en déduit; *lisez* : on en a déduit.
45, 4, des; *lisez* : de plusieurs.
50, 18, car; *lisez* : en opposition.
59, dernière ligne, 38; *lisez* : 58.
61, 32, peut être; *lisez* : pouvoir être.
64, 2, sous la; *lisez* : sous.
78, 28, où; *lisez* : ou.
79, 15, latent; *lisez* : latente.
80, 7 et 8, livre; *lisez* : kilogramme.
81, 16, considérant; *lisez* : se distingue.
97, 13, thermomètre; *ajoutez* : à air.
14, égal; *lisez* : préférable
18, pression; *lisez* : dépression.
99, 23, plus vite; *lisez* : plus lentement.
100, 18, qu'en supposant; *lisez* : en supposant.
20, s'échappe; *lisez* : car.
104, 1, restera froide; *lisez* : restera au fond.
25, sans mélange; *lisez* : sans se fondre.
110, 25, le thermomètre tombera à 0°, etc.; *lisez* : de 0° à 17,78, ou 20°.
111, 9, à 0° ou 1°,67 (*lisez* : à 17°,78 ou 20°.
121, 21, millimètres; *lisez* : décimètres.
23, 7 millim.; *lisez* 16 litres.
29, 18 décimètres; *lisez* : 1,8 décimètre.
126, 9, qu'on le; *lisez* : qu'on la.

Pag. 128, ligne 23, mercure à 27°, etc; *lisez* : mercure à 37° eau à 4°,44, la moyenne ne sera pas 21°,11, mais 15°,56, et alors le mercure perdra 22°,22, qui n'élèveront l'eau que de 11°,11.

140, 11, fixé à; *lisez* : fixe, et.

156, 7, foufre; *lisez* : soufre.

165, 23, remue; *lisez* renverse.

166, 4, 110; *lisez* : $\frac{1}{40}$.

167, 18, retirant; *lisez* : retenant.

192, 12, l'air; *lisez* : l'eau.

199, 31, l'oxigène; *lisez* : l'action.

203, 22, au plus; *lisez* : ou plus.

208, 24, plaques de $\frac{1}{3}$ millim. chacune. Cette distance étoit d'un 100 millim.; *lisez* : plaques de 100 millim. Cette distance étoit de $\frac{1}{3}$ millim.

33, *note*, Cruckshank; *lisez* : Cruickshank.

233, 33, *note a*; *lisez* : al.

241, 9, 400 grains; *lisez* : 30 grammes.

243, 2, et en couvrant; *lisez* : en recouvrant.

22, 796 est à 100°; *lisez* : est à 1000.

254, 26, 760° millim.; *lisez* : 760 millim.

30, 22471; *lisez* : 1,22471 gramme.

264, 11, on obtint; *lisez* : on obtient.

276, 1, barium; *lisez* : calcium.

308, 17, Arrus; *lisez* : Arrago.

333, 21, Cruishank; *lisez* : Cruickshank.

336, 7, Cruikshank, *lisez* : Cruickshank.

344, 8, entourra, *lisez* : entoure.

373, 7, noir de Galle; *lisez* : noix de Galle.

348, 19, Bucho'z; *lisez* : Bucholz.

350, 29, 70° centig.; *lisez* : 7°.

365, 26, carboneuse; *lisez* : charbonneuse.

380, 7, et à eaux; *lisez* : à quelques eaux.

389, 3, hydroguré; *lisez* : hydrogéné.

396, 15, d'acide nitrique; *lisez* : de l'acide.

397, 3, de 2440 : 1000; *lisez* : 2440; 1000.

406, 2, nitreux; *lisez* : nitrique.

408, 5, 1 once; *lisez* : 31 grammes.

410, 15, gaz nitreux; *lisez* : oxide nitreux.

423, 7, on grumele; *lisez* : on granule.

Pag. 436, ligne 15, plus léger ; *lisez* : plus pesant.
448, 9, convainct ; *lisez* : convainc.
450, 16, eau ; *lisez* : base.
451, 11, ce sel : *lisez* : cette solution
455, 5, plus léger ; *lisez* : plus pesant.
514, 25, Schele ; *lisez* : Scheele
515, 18, température ; *lisez* : transparence

TABLE

DES MATIERES

CONTENUES DANS LE PREMIER VOLUME.

INTRODUCTION. Pag. xj

PREMIERE PARTIE.

Série d'expériences et de procédés qui doivent être exécutés par celui qui étudie la chimie. 1

CHAP. Ier. DU LABORATOIRE ET DES APPAREILS CHIMIQUES. *Ib.*

II. DE L'AFFINITÉ CHIMIQUE. 17

SECT. I. De la cohésion, de la solution et de la cristallisation. 19

II. Des phénomènes généraux de l'action chimique. 31

III. De l'affinité élective. 36

IV. Des causes qui modifient l'action de l'affinité chimique. 39

V. De l'estimation des forces de l'affinité. 52

VI. De l'affinité complexe. 57

VII. Expériences sur l'affinité chimique, la solution, etc. 62

CHAP. III. DE LA CHALEUR OU CALORIQUE. 71

SECT. I. Observations générales sur la chaleur. *ibid*

II. Exemple des effets du calorique libre. 83

III. Calorique, cause de la fluidité. 108

IV. Calorique cause de la vapeur. 114

V. Calorique spécifique. 128

CHAP. IV. DE LA LUMIÈRE. 131

Chap. V. Des gaz. Pag. 137
Sect. I. Des appareils pour les gaz. ibid.
Classification des gaz. 152
II. Gaz oxigène. 153
III. Gaz nitrogène ou azote. 161
IV. Air atmosphérique. 163
V. Gaz hydrogène. 171
Chap. VI. De la composition, de la décomposition et des propriétés de l'eau. 183
Sect. I. Synthèse ou composition de l'eau. ibid.
II. Analyse ou décomposition de l'eau. 187
III. Propriétés et effets de l'eau. 191
Chap. VII. De l'action chimique de l'électricité ordinaire et galvanique. 198
Sect. I. De la construction des appareils galvaniques. 200
II. De la relation mutuelle de l'électricité et du galvanisme. 207
III. De l'action chimique de l'électricité et du galvanisme. 210
IV. Théorie des changemens produits par l'électricité galvanique. 221
V. Théorie de l'action de la pile galvanique. 226
Chap. VIII. Alcalis. Leurs propriétés générales. 233
Sect. I. Potasse et soude pures. 234
Art. I. Leur préparation et leurs propriétés générales. ibid.
II. Analyse des deux alcalis fixes. 236
III. Potassium. 244
Gaz hydrogène potassé. 250
IV. Sodium. ibid.
Sect. II. Ammoniaque pure. 253
Art. I. Préparation et propriétés de l'ammoniaque. ibid.

Art. II. Analyse de l'ammoniaque par l'électricité. Pag 255
III. Décomposition de l'ammoniaque par le potassium. 259

Chap. IX. Terres. 265

Sect. I. Barite. 269
II. Strontiane. 272
III. Chaux. 274
IV. Magnésie. 276
V. Silice. 277
VI. Alumine. 281
VII. Zircone. 283
VIII. Glucine. 285
IX. Yttria ou Ittrya. 287

Chap. X. Des acides en général. 289

XI. De l'acide carbonique et de sa base. — Carbonates. — Composés binaires de carbone. 297
Sect. I. Carbone et charbon. *ibid.*
II. Combustion du charbon. 302
III. Acide carbonique. 304
IV. Carbonates. 314
Art. I. Carbonate de potasse. 318
II. Carbonate de soude. 320
III. Sous-carbonate et carbonate d'ammoniaque. 321
IV. Carbonate de barite. 325
V. Carbonate de strontiane. 328
VI. Carbonate de chaux. *ibid.*
VII. Carbonate de magnésie. 332
VIII. Carbonate de glucine. 333
Sect. V. Oxide gazeux de carbone ou oxide carboneux. *ibid.*
VI. Combinaison du carbone avec l'hydrogène, formant le gaz hydrogène carburé ou hydro-carburé. 336

CHAP. XII. SOUFRE. — Acide sulfurique. — Sulfates. — Composés binaires de soufre. Pag. 341

SECT. I. Soufre. 342
II. Acide sulfurique. 347
III. Gaz acide sulfureux. 354
IV. Combinaison de l'acide sulfurique avec les alcalis. 357
Art. I. Sulfate de potasse. *ibid.*
II. Sulfate de soude. 359
III. Sulfate d'ammoniaque. 360
IV. Sulfate de barite. *ibid.*
V. Sulfate de strontiane. 364
VI. Sulfate de chaux. *ibid.*
VII. Sulfate de magnésie. 366
VIII. Sulfate d'alumine. 368
IX. Sulfate de glucine. 372
X. Sulfate de zircone. *ibid.*
XI. Sulfate d'ittrya. *ibid.*
SECT. V. Sulfites. 373
VI. Composés binaires du soufre, 1°. avec les alcalis, 2°. avec l'hydrogène. 377
Art. I. Sulfures. *ibid.*
II. Gaz hydrogène sulfuré. 379
III. Hydrosulfures. 382
IV. Hydrogène sur-sulfuré et sulfures hydrogénés. 385
Soufre hydrogéné liquide. 389

CHAP. XIII. COMBINAISON DU NITROGÈNE AVEC L'OXIGÈNE, constituant l'acide nitrique, le gaz nitreux, l'oxide nitreux et composés de l'acide nitrique avec les alcalis. 391

SECT. I. Acide nitrique. 395
II. Gaz nitreux, ou oxide nitrique. 400
III. Oxide gazeux de nitrogène, ou oxide nitreux de Davy. 409

Sect. IV. Acide nitreux. Pag. 415
V. Nitrates. 417
Art. I. Nitrate de Potasse. *ibid.*
II. Nitrate de soude. 427
III. Nitrate d'ammoniaque. 428
IV. Nitrate de barite. 429
V. Nitrate de strontiane. 430
VI. Nitrate de chaux. *ibid.*
VII. Nitrate de magnésie. 431
VIII. Nitrate d'alumine. 432
IX. Nitrate de glucine. *ibid.*
X. Nitrate de zircone. *ibid.*
XI. Nitrate d'ittrya. 433
Sect. VI. Nitrites. *ibid.*
Chap. XIV. Acide muriatique. — Acide oxi-muriatique et leurs combinaisons avec les bases. 434
Sect. I. Acide muriatique. 435
II. Muriates. 444
Art. I. Muriate de potasse. *ibid.*
II. Muriate de soude. 445
III. Muriate d'ammoniaque. 447
IV. Muriate de barite. 449
V. Muriate de strontiane. 450
VI. Muriate de chaux. 451
VII. Muriate de magnésie. *ibid.*
VIII. Muriate d'alumine. 452
IX. Muriate de glucine. *ibid.*
X. Muriate de zircone. *ibid.*
XI. Muriate d'ittrya. 453
Sect. III. Acide muriatique sur-oxigéné. *ibid.*
IV. Muriates sur-oxigéné. 462
Art. I. Muriate sur-oxigéné de potasse. *ibid.*
II. Muriate sur-oxigéné de soude. 486
III. Muriate sur-oxigéné d'ammoniaque. 487
IV. Muriate sur-oxigéné terreux. 488
Sect. V. Acide nitro-muriatique. 489
VI. Acide murio-sulfurique. 490

Chap. XV. Phosphore. — Acide phosphorique. — Acide phosphoreux. — Phosphates. Pag. 490
Sect. I. Phosphore. *ibid.*
II. Acide phosphorique. 495
III. Phosphates. 498
IV. Acide phosphoreux. — Phosphites. 499
V. Composés binaires de phosphore. 500
Gaz hydrogène phosphuré. 503
Chap. XVI. Acide boracique. 506
XVII. Acide fluorique. 511
Acide fluoborique. 515
Description des Planches. 517

FIN DE LA TABLE.

ÉLÉMENS

DE

CHIMIE EXPÉRIMENTALE.

PREMIERE PARTIE.

Série d'expériences et de procédés qui doivent être exécutés par celui qui étudie la chimie.

CHAPITRE PREMIER.

Du Laboratoire et des Appareils chimiques.

Un laboratoire est sans doute utile et même indispensable à tous ceux qui s'adonnent à la pratique de la Chimie, soit comme art, soit comme branche de connoissances : mais pour exécuter les premières expériences qui servent à démontrer les vérités fondamentales de la science, il suffit d'un lieu bien éclairé, bien aéré, et où il n'y ait aucun objet précieux. Il est donc prudent de différer la construction d'un laboratoire jusqu'à ce qu'on ait fait quelques progrès dans la science, afin de disposer son plan d'après ses propres convenances et ses vues particulières.

Voici les règles les plus générales, et dont, à quel-

ques modifications près, tout le monde pourra se servir dans le plan d'un laboratoire.

Il est d'abord nécessaire d'avoir plusieurs pièces; la plus grande de 10 mètres environ de long sur 4 ou 5 mètres de large, doit être dallée, et être ouverte à la voûte pour donner issue aux vapeurs nuisibles. On la destinera principalement à contenir les fourneaux fixes ou portatifs; elle doit être suffisamment garnie de tablettes et de tiroirs, et, avoir dans le milieu, une grande table dont la meilleure forme est celle d'une double croix. Une autre pièce sera destinée aux opérations plus minutieuses de la Chimie, comme celles qui se font à la lampe, les précipitations sur de petites quantités, et les expériences sur les gaz. Dans une troisième pièce plus petite, on placera des balances exactes et d'autres instrumens d'une grande délicatesse, qui seroient attaqués par les vapeurs des acides, constamment répandues dans un laboratoire.

Sans vouloir entrer dans l'énumération fastidieuse de tous les appareils qu'on doit posséder pour se livrer à l'étude de la Chimie, je donnerai cependant ici le détail des instrumens les plus nécessaires.

I. FOURNEAUX.

Ils sont formés d'un massif, soit de briques, soit de toute autre matière qui permette leur transport d'une place dans une autre.

Les règles générales que l'on trouve dans les livres élémentaires de Chimie, pour la construction des fourneaux fixes, me paroissent manquer de précision, et je crois qu'un ouvrier trouveroit de grandes difficultés à

les exécuter. C'est pourquoi j'ai donné, dans les deux dernières planches, des plans et des coupes des diverses espèces de fourneaux, et dans l'*Appendice*, des instructions détaillées sur la manière de les construire (1).

Les fourneaux d'une utilité générale sont, 1.° le *Fourneau à vent*, dans lequel on peut obtenir un degré de chaleur assez intense pour fondre les métaux, etc. Dans ce fourneau, le corps soumis à l'action de la chaleur, ou le vase qui le contient, doit être placé à feu nu. La *Figure* 60, *Planche* VII présente un de ces fourneaux de la construction la plus ordinaire. La *Fig.* 61, *Pl.* VII est la coupe d'un fourneau à vent, dont le plan m'a été communiqué par M. Knight de Fosterlane, de Londres, auquel je suis aussi redevable de celui représenté *Fig.* 62, *Pl.* VII. On voit *Fig.* 7, *Pl.* VII, le fourneau à vent de M. Chenevix.

2.° Le *Fourneau à évaporation*; il est formé de plaques de fer jointes ensemble à rainures, et placées sur des tuyaux de fer tournés horizontalement. Les *Fig.* 64 et 65, *Pl.* VII, offrent deux coupes de ce fourneau recommandé par M. Knight. Quand on fait l'évaporation à feu nu, le vase doit être placé sur le haut du fourneau, *Fig.* 60 et 61, *Pl.* VII; et quand on emploie le bain-marie, on place dans la même situation une chaudière pleine d'eau, dans laquelle on met le vase. Pour évaporer les liquides et sécher des précipités peu considérables à une température qui n'excède pas 100° centigrades, on peut employer l'appareil représenté *Pl.* X du sixième volume du journal de Nicholson.

(1) Voyez la description des 7°. et 8°. planches dans l'*Appendice*.

3.° *Le Fourneau à reverbère* représenté *Fig.* 66, 67 et 68, *Pl.* VIII.

4.° *Le Fourneau à distiller au bain de sable.* Pour le former, il suffit de placer sur l'ouverture du fourneau, *Fig.* 60, *Pl.* VIII, un vase de fer, *Fig.* 71, *Pl.* VIII; il y a dans le bas du fourneau une porte pour introduire le feu. La distillation à feu nu se fait au moyen des fourneaux à vent, *Fig.* 62 et 63, *Pl.* VIII.

5.° *Le Fourneau de coupelle ou d'émailleur.* On le voit *Fig.* 69 et 70, *Pl.* VIII.

Tous ces fourneaux ne sont pas nécessaires à celui qui veut se borner à l'étude de la Chimie, pour laquelle il n'a besoin que des fourneaux portatifs. Les *Fig.* 58 et 59, *Pl.* VI, représentent celui que je préfère; il a été, je crois, construit primitivement par M. Schmeisser (1). M. Knight y a fait de grands changemens; et il est si petit, qu'on peut le placer sur une table, et, au moyen d'un tuyau de fer, conduire la fumée dans la cheminée de la chambre. Dans le fourneau ordinaire, la cheminée adaptée pour la distillation au bain de sable, passe directement par le bain de sable, dont la forme est nécessairement altérée, ce qui est un grand inconvénient. J'ai trouvé de l'avantage à faire l'ouverture pour la cheminée en K; de cette manière, on peut avoir un bain de sable de la forme ordinaire, comme on le voit *Fig.* 59, *Pl.* VI, ou même placer les vases évaporatoires ou de petites bassines sur le haut du fourneau. L'ouverture peut être fermée avec une porte quand on dispose le fourneau comme dans la *Fig.* 58, *Pl.* VI. Le fourneau du docteur Black est plus grand; il sert à

(1) Voyez sa *Minéralogie*, Tab. III et IV.

des opérations plus considérables (*Voy. Fig.* 72 *et* 73, *Pl.* VIII). Ces deux fourneaux doivent être construits en plaques de fer mince, et doublés d'argile. (*Voyez*, pour une plus ample description, l'explication des Planches.

Quand on veut produire une chaleur brusque et l'élever à une grande intensité, on ne peut rien choisir de préférable, de plus simple et de moins coûteux que l'ingénieux fourneau construit par M. Charles Aikin, *Fig.* 55, *Pl.*VI; il est formé de creusets de plombagine, fondus de la manière décrite ci-après, et est alimenté d'air par un soufflet double *d*. Au moyen d'un léger changement, ce fourneau peut être employé pour la coupellation (*Voyez Fig.* 57, *Pl.* VI).

II. Creusets.

On se sert, pour renfermer les matières qui sont soumises à l'action de la chaleur dans un fourneau à vent, de vases appelés *Creusets*. On les construit le plus communément avec un mélange d'argile et de sable, auxquels on ajoute quelquefois de la plombagine ou plomb noir. Les creusets de Hesse sont ceux qui supportent le mieux, sans se fondre, une chaleur intense; mais ils sont sujets à se briser quand on les fait passer brusquement du chaud au froid. Les creusets de porcelaine de M. Wedgwood sont formés de matériaux plus purs; mais ils sont également susceptibles d'éclater par les changemens brusques de température; et quand on les emploie, il faut les placer dans un creuset plus grand, et remplir l'intervalle avec du sable. Les creusets de plombagine résistent à un changement subit de température; mais un courant d'air les consume, et l'on ne

peut y fondre, sans les détruire, des substances salines, comme le nitre, etc. Pour certaines opérations, on emploie les creusets formés d'argent pur ou de platine; la forme des creusets varie considérablement, comme on le voit *Pl.* VI, *Fig.* 49, 50, 51 et 54. Il est nécessaire, dans tous les cas, de les élever avec un support au-dessus des barres de la grille (*Fig.* 53 *a* ou *b*, *Pl.* VI). Pour soumettre des substances à l'action continue de la chaleur rouge, en présentant à l'air une surface considérable, on emploie communément le vase creux voûté, dont le fond est plat, comme dans la *Fig.* 52, *Pl.* VI, et qu'on nomme *Moufle*. On voit, *Fig.* 69, *d*, *e*, *Pl.* VIII, la Moufle placée dans un fourneau.

III. VASES ÉVAPORATOIRES.

Les *Vases évaporatoires* doivent toujours être de forme plate, afin qu'ils soient également exposés à l'action de la chaleur (*Voyez* la coupe d'un de ces vases, *Fig.* 12, *Pl.* Ière.) Ils sont faits de verre, de terre ou de divers métaux; *ceux de verre* sont difficiles à obtenir assez minces, et ils se brisent souvent par les changemens de température. Mais ils ont un grand avantage, tant à cause du poli de leur surface, que parce qu'ils résistent aux acides et aux substances les plus corrosives. Les vases évaporatoires *de porcelaine ou de terre de Wedgwood* sont très-utiles; ils coûtent moins, et sont moins susceptibles de se rompre. On en fait de terre vernissée, et ils sont préférables pour les opérations ordinaires; mais il faut en employer qui ne soient pas vernis, quand on a besoin d'une grande exactitude, parce que le vernis peut être altéré par plusieurs substances. Les vases évaporatoires de *verre* ou de *porce-*

laine se placent ordinairement dans le sable jusques aux bords (*Voy. Fig.* 65, *Pl.* VII). Mais ceux de *métal* peuvent être mis immédiatement à feu nu. Quand le vase de verre ou de porcelaine est mince, on peut avec assurance le placer sur l'anneau du support de cuivre (*Pl.* I, *Fig.* 13), et le chauffer à la flamme d'une lampe d'Argant réglée avec précaution. La lampe doit être placée de manière que l'on puisse à volonté l'élever ou l'abaisser sur une tige droite à laquelle sont adaptés des anneaux de divers diamètres. Quand il faut une grande chaleur, il est nécessaire d'employer une lampe à double mèche concentrique.

IV. Vases a distillation.

Dans le procédé de l'évaporation, on laisse échapper la plus grande partie des vapeurs; mais il y a certaines opérations de Chimie où le principal objet consiste à recueillir la portion volatile. On appelle cette opération *Distillation;* elle se fait dans des vases de diverses formes et composés de diverses matières. L'appareil commun est si connu, qu'il n'est pas nécessaire de le représenter dans une Planche. (*Voy.* Aikin, *Dict. de Chim. Pl. II, Fig.* 31). Il consiste en un vase ordinairement de cuivre, d'une forme semblable à une théière, mais sans bec ni anse. Dans l'ouverture de ce vase, au lieu d'un couvercle ordinaire, on fixe une tête mobile creuse, dont l'extrémité n'est pas plus large qu'une pipe. Cette pipe est reçue dans un autre tube de plomb qui est doublement spiral, et fixé dans un tube de bois que l'on peut arroser d'eau froide (*Fig.* 40 *d d*, *Pl* IV). Quand on veut se servir de cet appareil, on verse le liquide à distiller dans l'alambic sous lequel on fait le

feu. Le tube qui le termine étant reçu dans le chapiteau de plomb, le liquide s'élève en vapeurs qui passant dans le chapiteau, se trouvent condensées par l'eau froide environnante, et coulent à l'extrémité inférieure. Cependant l'alambic ordinaire ne peut être employé que pour volatiliser des substances qui n'ont pas d'action sur le cuivre ou d'autres métaux, et il est par-là limité à peu d'opérations. Le vase, *Fig.* 2, *Pl.* I, de verre ou de porcelaine, sert aussi pour la distillation; on le nomme *Alambic* : il consiste en deux parties, le corps *a*, qui contient les matières à distiller, et la tête *b*, par laquelle la vapeur est condensée; le tube *c* la transporte au récipient. Cependant on emploie plus généralement les vases appelés *Cornues*. La *Fig.* 1, *Pl.* I, représente en *a* la cornue ordinaire, et la *Fig.* 13, *Pl.* I, la cornue *tubulée* ou à bouchon. On fait les cornues de verre, de porcelaine, ou de métal. Quand on doit ajouter un liquide à des intervalles différens pendant l'opération, l'appareil le plus convenable est celui *Fig.* 26 *a*, *Pl.* II, consistant en un tube recourbé avec un entonnoir à la partie supérieure. Quand on introduit le tout en premier lieu, on verse par la tubulure, ou, si la cornue n'en a pas, on emploie l'entonnoir, *Fig.* 10, *Pl.* I.

Il faut que la cornue soit munie d'un récipient qui peut être ou simple (*Fig.* 1, *b*, *Pl.* I), ou tubulé, comme on le voit par la lettre *c*; il y a des récipiens où l'on ajoute un tube (*Fig.* 13, *h*, *Pl.* I), qui peut entrer en partie dans une bouteille inférieure. Ce vase, qui est principalement en usage quand on veut retirer les liquides à différentes époques de la distillation, se nomme *Récipient capillaire*. Dans quelques cas, il est nécessaire

que la partie capillaire entre exactement dans le col de la bouteille *c*, qui est alors couronnée d'une seconde tubulure ou col, fermée d'un bouchon, et où l'on place à volonté un tube recourbé pour recueillir les gaz qui se produisent. On facilite la condensation de la vapeur, en prolongeant le col de la cornue avec une alonge (*Fig.* 2, *Pl.* I), dont l'extrémité la plus large enveloppe le col de la cornue, et dont la partie étroite entre dans l'ouverture du récipient (*Voyez Fig.* 63, *Pl.* VII).

La cornue peut se chauffer de différentes manières. Quand ce vase est de terre cuite, et que la substance à distiller exige une grande chaleur pour s'élever en vapeurs, on emploie le feu nu, comme on voit *Fig.* 63, *Pl.* VII. On place ordinairement les cornues de verre sur un bain de sable chaud (*Fig.* 59, *Pl.* VI); et quand elles sont petites, on peut se servir avec avantage de la flamme d'une lampe d'Argant réglée avec précaution (*Fig.* 13, *Pl.* I). Dans plusieurs cas, la substance qui s'élève à la distillation, est en partie un liquide condensable, et en partie formée d'un gaz qui ne se condense que quand il est mis en contact avec l'eau. Pour remplir ce double objet, on emploie une série de récipiens appelés *Appareil de Woulf.* Le premier récipient (*b Fig.* 30, *Pl.* III), porte un tube de verre recourbé à angle droit, ouvert par les deux extrémités, et fixé dans sa tubulure; l'autre extrémité se termine au fond de l'eau distillée, qui s'élève à la même ligne horizontale dans la bouteille à trois tubulures c. D'une autre tubulure de cette bouteille, part un second tube qui finit, comme le premier, au fond de l'eau contenue dans la seconde bouteille *d*. A la tubulure du centre,

on place un tube droit, ouvert aux deux extrémités, et posé de sorte que la partie inférieure soit à peu de profondeur au-dessous de la surface du liquide. On emploie autant de ces bouteilles que l'opération l'exige.

Les matières étant introduites dans la cornue, l'appareil étant disposé, et les jointures assurées, comme nous allons le dire, on commence la distillation. La vapeur condensable se rassemble sous la forme d'un liquide dans le ballon *b*, tandis que les gaz passent par le tube recourbé au fond de l'eau en *c*, qui continue d'en absorber jusqu'à saturation. Quand l'eau de la première bouteille n'absorbe plus de gaz, celui-ci passe par le tube doublement recourbé dans la seconde bouteille, qui se sature à son tour. S'il se produit un gaz qui ne puisse pas être absorbé par l'eau, il s'échappe par le tube recourbé *e*, et peut être recueilli, s'il est nécessaire.

En supposant que les bouteilles soient privées de la tubulure centrale, et conséquemment sans tubes perpendiculaires, l'opération pourra être interrompue par un accident; car, si en conséquence d'une diminution de température, il se fait une condensation ou une absorption de gaz dans la cornue *a*, et par conséquent dans le ballon *b*, il s'ensuivra nécessairement que l'eau des bouteilles *c* et *d* sera forcée, par la pression de l'atmosphère, de rentrer dans le ballon et peut-être dans la cornue. Par l'addition de tubes au centre, il passe une quantité d'air suffisante pour remédier au vide accidentel. Cependant on obvie plus facilement à cet inconvénient au moyen d'un tube de sûreté de Welther (*Fig.* 31 *b*, *Pl.* IV), qui remplace les bouteilles à trois tubulures. L'appareil étant ajusté, comme on le voit

par cette *figure*, on verse une petite quantité d'eau dans l'entonnoir, jusqu'à ce que la petite boule *b* soit à peu près à moitié pleine. Quand il se fait une absorption, le fluide s'élève dans la boule jusqu'à ce qu'il n'en reste plus dans le tube, et qu'une quantité d'air nécessaire soit entrée dans l'appareil. D'autre part, aucun gaz ne peut s'échapper, puisqu'il se fait à l'instant une pression dans l'appareil par la formation d'une colonne d'eau dans la partie perpendiculaire, qui résiste à la sortie des gaz. Je recommande cette ingénieuse invention, dont j'ai éprouvé l'utilité.

MM. Pepys et Knight ont apporté quelques petits changemens dans la construction de l'appareil de Woulf. La *Fig.* 32, *Pl.* IV, représente l'Appareil du premier, où le ballon *b* est surmonté d'un vase qui y est exactement ajusté, et pourvu d'un robinet de verre, comme celui fixé à l'appareil de Nooth. Ce robinet permet aux gaz de passer librement dans le vase *c*, mais il empêche l'eau qu'il contient de tomber dans le ballon. Les changemens de M. Knight sont décrits et représentés dans une Planche du *Magasin Philosophique*, volume XX (1).

Quand on soumet une substance volatile à la distillation, il faut empêcher, au moyen d'enduits, la sortie de la vapeur par les jointures des vases. La méthode la

(1) Une autre modification de cet appareil par M. Murray, est décrite dans le *Journal de Nicholson*, vol. III, ou dans le *Système de Chimie*, de Murray, vol. I, pl. v, fig. 40. La fig. 41 de la même planche représente la forme, peu coûteuse et simple, de cet appareil, inventé par un M. Hamilton, et qu'il a décrit dans sa traduction de l'*Art de la Teinture* par Berthollet. On peut voir aussi les changemens de M. Burkhitt, dans le *Journal de Nicholson*, in-4°, vol. V, pag. 349.

plus simple de la retenir, est évidemment d'unir les jointures entre elles par le frottement, et quelquefois le col des cornues est tenu de cette manière dans l'ouverture du récipient. Cependant cela ajoute beaucoup trop à la dépense de l'appareil, pour être pratiqué généralement.

Quand les liquides à distiller n'ont pas de propriétés corrosives, (comme l'eau, l'alcool, l'éther, etc), des morceaux de vessie mouillée, de papier ou de linge, enduits de colle, de blanc d'œuf ou de mucilage de gomme arabique, suffisent. La substance qui reste après l'expression de l'huile des amandes amères, et que l'on vend sous le nom de *farine* ou *pâte d'amande*, forme un bon lut, quand elle est mêlée à la consistance du mastic des vitriers avec de l'eau et du mucilage. Pour retenir les vapeurs des acides et autres substances très-corrosives, on emploie un lut gras. On le fait de terre de pipe parfaitement séchée et en poudre fine, mêlée avec de l'huile siccative des peintres, en une consistance telle qu'elle puisse être moulée avec la main. La même argile, battue avec autant de sable qu'elle peut en prendre sans perdre sa ténacité, avec addition d'étoupes coupées ou de crottin de cheval et une quantité d'eau suffisante, fournit un bon lut qui a l'avantage de résister à une forte chaleur, et de pouvoir être employé dans les cas où le lut gras se fond ou est détruit; il y a divers autres luts recommandés dans les ouvrages de Chimie. Mais le petit nombre de ceux dont j'ai parlé, peut, je crois, suffire amplement à toutes les opérations.

Dans quelques occasions, il est bon de garantir la cornue des changemens subits de température, par une couverte appropriée. Pour les cornues de verre, un mélange d'argile commune, ou terre grasse, avec

du sable et des brins de filasse, peut être employé avec succès. Si la distillation se fait au bain de sable, la couverte peut n'être appliquée que sur la partie qui est enfoncée dans le sable, mais si l'on opère dans un fourneau à vent (*Fig.* 63, *Pl.* VIII), il faut enduire fortement tout le corps de la cornue, et la partie du col qui est exposée à la chaleur. Cependant, pour ces espèces de distillations, les cornues de terre sont préférables, et on doit les recouvrir avec une composition recommandée, par M. Willis. On dissout deux onces de borax dans une pinte d'eau bouillante; on y ajoute une quantité suffisante de chaux éteinte pour former une crême épaisse : cette composition doit être appliquée avec une brosse de peintre, et sechée ensuite; on applique pardessus une pâte claire formée de chaux éteinte et d'huile de lin commune bien mêlées à consistance convenable. En un jour ou deux la couverte sera assez sèche pour que l'on puisse se servir de la cornue.

Pour joindre ensemble les parties des vases de fer employés pour les distillations, on se sert d'un mélange de terre de porcelaine très-fine avec une solution de borax. Dans tous les cas, on peut fixer ensemble les parties de cet appareil, en les limant, et appliquant le lut ci-dessus à toutes celles qui entrent dans une ouverture. Cela suffit généralement; et si un lut extérieur est nécessaire, on peut employer celui d'argile, de sable et de lin déjà décrit.

Dans tous les cas où l'on applique un lut ou couverte, il faut le sécher avant de commencer la distillation. Le lut gras s'améliore à l'air durant un ou deux jours après son application; le lut d'argile et de sable est inutile, quand il n'est pas parfaitement séché d'avance. En ap-

pliquant un lut immédiatement sur la jointure, il faut en augmenter la coucheau milieu, et diminuer graduellement son diamètre sur chaque côté. (Voyez *Fig.* 13, *Pl.* I, où le lut est représenté appliqué à la jonction de la cornue avec le récipient).

V. INSTRUMENS DIVERS.

Outre les appareils que nous avons décrits jusqu'à présent, on a besoin encore d'un grand nombre de vases et d'instrumens qui se ressemblent un peu entre eux. On a des vases de verre pour faire des solutions qui demandent l'application réitérée et continue de la chaleur. On emploie pour la *digestion* un vase (*Fig* 4, *Pl.* I), nommé *Matras.* Quand la solution s'effectue promptement, on se sert de la *Bouteille* (*Fig.* 5, *Pl.* I) *à fond arrondi*, ou d'une *Bouteille à huile de Florence*, qui est également bonne pour le même objet, et qui résiste aux changemens subits de température. Pour les *Précipitations* et la séparation des liquides de dessus les précipités, c'est la *Bouteille à décanter* (*Fig* 16, *Pl.* I) qu'il faut mettre en usage; ou, si on le préfère, elle peut être faite comme celle *Fig.* 26 *f*, *Pl.* I. On sépare des liquides de diverses pesanteurs au moyen du vase *Fig.* 3, *Pl.* I. Le liquide le plus pesant étant précipité sur le robinet *b*, on donne entrée à l'air en tournant le robinet *a*, et le liquide tombe. Pour remuer les acides et les liquides corrosifs, on emploie des *Baguettes de verre* de diverses grosseurs, et des cuillers de la même matière, ou de porcelaine. On a besoin aussi pour certaines opérations d'un assortiment de *Tubes cylindriques*; il est encore nécessaire d'être pourvu de *Mesures de verre*, graduées en centilitres, décilitres et litres.

On vend à Londres un Appareil très-commode pour sécher les précipités et d'autres substances à une chaleur qui n'excede pas 100° c. La *Fig.* 27, *Pl.* III, le représente supporté par l'anneau de la lampe. Le vase *a* est de feuilles de fer ou de cuivre vernissées, et fortement soudées: c'est un vase conique de verre très-mince, garni d'un bord qui l'empêche, quand il est en place, de glisser entièrement en *a*, et *d* est un anneau mobile qui tient le vase *c* à sa place. Quand l'appareil est en activité, on verse de l'eau en *a*, jusqu'à la ligne pointillée. On plonge dans l'eau le vase *c* contenant la substance à sécher, et on le soutient par l'anneau *d*; on place tout l'appareil au-dessus d'une lampe d'Argant. La vapeur s'échappe par la cheminée *b*, dans laquelle on peut verser au besoin un peu d'eau chaude pour suppléer à la perte par évaporation. En changeant la forme du vase *c* en une section de sphere que l'on place sur l'anneau, on se procure un vase plus convenable pour évaporer les fluides.

Il est essentiel d'avoir dans un laboratoire de Chimie, des Fléaux exacts, et des Balances de diverses grandeurs avec les poids correspondans, dont quelques-unes soient susceptibles de peser plusieurs kilogrammes, et d'autres de donner avec exactitude les plus petites fractions de gramme; et des Mortiers de diverses matières, comme de verre, de porcelaine, d'agate et de métal; des pieds en bois pour supporter les récipiens, (Voyez Aikin, *Dict. de Chim. Pl. IV*, *Fig.* 59 *e*), pour élever à une hauteur convenable une pièce de l'appareil, des billots de bon bois sec de 200 millimètres (ou d'autres dimensions) en carré, et de 100, 50, 25 ou 12 millimètres d'épaisseur : en les combinant de diffé-

rentes manières, on peut obtenir 31 différentes hauteurs.

Le *Chalumeau* est un instrument de la plus grande utilité. M. Pepys en a inventé un petit avec une boîte cylindrique pour condenser la vapeur de l'haleine et pour contenir des tubes que l'on change à volonté. C'est peut-être la forme la plus commode. (Voyez Aikin, *Dict. de Chim. Pl. VII, Fig.* 71, 72, 73.) Un autre d'un plus petit volume à porter dans la poche, a été inventé par M. Wollaston, et perfectionné par M. Knight de Fosterlane (1). On peut appliquer à des opérations qui exigent la liberté des deux mains, un chalumeau alimenté avec l'air d'un double soufflet que l'on fait agir avec le pied, et il est utile pour souffler le verre et pour tourner les tubes. Cependant on peut tourner ces derniers en les exposant au-dessus d'une lampe d'Argant à double mèche. Quand on a besoin d'une chaleur très-intense, au lieu d'employer le chalumeau comme on le fait ordinairement, on peut se servir d'un courant de gaz oxigène fourni par une vessie ou par un récipient rempli de ce gaz. (Voyez les dessins de cet appareil dans les *Conversations chimiques*, *Pl. IX*).

On parlera dans le cours de cet ouvrage de plusieurs autres appareils, en décrivant les expériences pour lesquelles on les emploie, et les principes sur lesquels ils sont construits. Je dois rappeler que mon dessein n'est pas de décrire toutes les inventions ingénieuses et compliquées, dont on se sert dans les recherches de la science chimique, mais seulement d'indiquer à l'étudiant les appareils qui servent aux expériences générales, et qui

(1) Il est décrit dans le *Journal de Nicholson*, XII, pag. 284.

suffisent même pour faire des découvertes. J'ajoute que plusieurs des faits les plus importans peuvent être observés en opérant avec des bouteilles de Florence, des fioles ordinaires et des bouteilles à vin. Leur emploi dans les appareils, diminue beaucoup les frais et l'encombrement occasionné par une multitude d'instrumens dont la valeur est plus apparente que réelle.

Dans le choix des expériences, je rechercherai généralement celles qui ne demandent que des appareils chimiques peu étendus. Cependant, dans plusieurs cas, il sera nécessaire, pour compléter les séries, d'ajouter quelques expériences qui exigent des instrumens compliqués. La même expérience pourra quelquefois être répétée pour mettre certains principes en évidence; mais nous éviterons cette répétition autant que possible : chaque expérience sera précédée d'une courte notice de la vérité générale qu'elle sert à éclaircir.

CHAPITRE II.

De l'Affinité Chimique.

Tous les corps qui composent le système de l'univers ont une tendance mutuelle à s'approcher les uns des autres, quelle que soit la distance à laquelle ils sont placés. L'action de cette force s'étend aux parties les plus éloignées du système planétaire, et c'est une des causes qui entretiennent la régularité de leur orbite. Les plus petits corps éprouvent l'influence du même pouvoir qui s'étend sur toute la surface de la terre, quand il

n'est pas vaincu par l'intervention d'autres forces. D'après ces faits, on a conclu l'existence d'une propriété qu'on a nommée *Attraction*, ou plus exactement *Attraction de Gravitation*. Sa nature nous est entièrement inconnue; mais plusieurs de ses lois ont été bien étudiées, et successivement appliquées à l'explication des phénomènes. Parmi ces lois, les plus importantes sont : que la force de gravité agit sur tous les corps directement en proportion de la quantité de matière qui y existe; et qu'elle décroît en raison du quarré des distances.

En voyant les corps dans l'état d'aggrégation, on peut les considérer comme composés de parties très-petites. Ces parties sont aussi soumises à l'influence de la force d'attraction, mais seulement quand elles sont placées dans un contact apparent : de là il faut faire une différence entre la gravitation et l'espèce d'attraction qui s'effectue seulement à des distances insensibles. La dernière a été nommée *Attraction contiguë* ou *Affinité*, et a été distinguée, parce qu'elle s'exerce entre les particules de la matière de *même* espèce ou entre des particules de corps *différens*.

Par *Affinité d'Aggrégation*, *Affinité de Cohésion*, ou plus simplement *Cohésion*, on entend la force ou le pouvoir par lesquels les particules de matière de la *même espèce* s'attirent l'une l'autre, l'effet de cette affinité produisant seulement un aggrégat ou masse. Ainsi un morceau de cuivre peut être considéré comme composé d'un nombre infini de particules très-petites ou de parties intégrantes dont chacune a précisément les mêmes propriétés que celles qu'on reconnoît dans toute la masse. Elles sont unies par l'*Affinité de cohésion;* mais si le cuivre est combiné à un autre métal, comme le zinc,

on obtient un composé dont les parties constituantes, le cuivre et le zinc, sont combinées par le pouvoir de l'affinité chimique. Dans les corps simples, il n'y a que l'affinité de cohésion qui s'exerce; mais les corps composés reçoivent l'influence des deux affinités. Leurs parties *constituantes* ou dissimilaires sont unies par l'affinité chimique, et leurs parties *intégrantes* ou similaires par l'affinité d'aggrégation.

SECTION PREMIERE.

De la Cohésion, de la Solution, et de la Cristallisation.

L'Affinité de cohésion est une propriété commune à une grande variété de corps. Elle s'exerce principalement dans les solides; et dans ces corps, elle est proportionnée directement à la force mécanique nécessaire pour effectuer leur désunion. Dans les liquides, elle agit avec une énergie beaucoup moins considérable, et nous ne sommes pas certains qu'elle existe dans tous les corps aériformes; car, comme nous le verrons plus loin, si leurs parties n'étoient retenues par la pression, elles se sépareroient probablement à des distances que l'on ne pourroit mesurer. Cette force n'est pas seulement différente dans les divers corps, mais aussi dans les différens états du même corps. Ainsi le degré de refroidissement, la percussion, et d'autres opérations mécaniques, produisent des changemens importans dans la cohésion de certains métaux. L'eau, par exemple, a une grande force de cohésion quand elle est à l'état solide; cette force diminue quand elle devient liquide, et est entièrement détruite quand l'eau est changée en vapeurs.

Le point de vue le plus important sous lequel le Chimiste doit considérer la cohésion, est celui de l'opposition plus ou moins grande qu'elle apporte à l'affinité chimique : car, plus les molécules d'un corps sont fortement unies par ce pouvoir, moins elles sont disposées à entrer en combinaison avec d'autres corps. Dans quelques cas, une affinité très-considérable entre deux substances peut être rendue entièrement sans effet par la grande cohésion de l'une ou de l'autre. De là, on a posé cet axiome : que *l'Affinité de Composition est en raison inverse de l'Affinité de la Cohésion.*

La cohésion des corps peut être vaincue soit par la séparation mécanique, soit par l'action du calorique, soit par la prédominance de l'affinité chimique. Les opérations de la pulvérisation, de la rape, de la moûture, etc., sont des exemples de la première manière de détruire la cohésion. L'effet du calorique peut être donné pour exemple dans le cas où deux métaux (supposé l'étain et le cuivre), qui ne peuvent s'unir, quelque divisées que soient leurs parties, se combinent quand ils sont amenés par la chaleur à l'état de fluidité. Un des cas les plus simples de la prédominance de l'affinité chimique sur celle de cohésion, se présente dans la solution d'un solide dans un liquide, opération qui fournit une explication claire de l'action des pouvoirs opposés de l'affinité chimique et de celle de cohésion.

Le terme *Solution* comprend une classe très-étendue de phénomènes, car il est appliqué non-seulement au changement d'un solide en liquide, mais aussi aux combinaisons des liquides entre eux et à celles des solides et des liquides avec les corps aériformes qui conservent une transparence parfaite. Elle paroît être entièrement

un effet de l'affinité chimique exercée entre les corps les plus fluides que l'on nomme *dissolvans*, et le corps qui y est dissous. Ainsi, quand on verse de l'eau sur un sel, on peut regarder le fluide comme agissant par deux forces. L'attraction de cohésion, d'un côté, tend à conserver le solide dans son état, et de l'autre, son affinité pour l'eau s'efforce de l'amener à l'état de solution. Dans ce cas, ou la cohésion du sel est assez considérable pour résister entièrement à l'action sensible de l'eau, ou elle est plus foible que l'affinité chimique. Si la dernière force prévaut, la solution s'opère jusqu'à un certain point où elle s'arrête. Ce terme, auquel l'eau cesse d'agir sur un sel, s'appelle *Point de Saturation*, et le liquide qui en résulte, *Solution saturée*.

Lorsqu'un sel est soluble, la force de l'affinité prévaut sur celle de cohésion; mais, conformément aux lois générales qui seront expliquées dans peu, l'eau agit graduellement sur les solides, et son énergie diminue à mesure que la solution approche du terme de saturation. Quand elle a atteint ce point, on peut supposer que l'affinité du fluide et la cohésion du solide sont arrivées à l'équilibre. Le fluide ne peut exercer aucune action ultérieure sur le solide, à moins que l'on n'augmente la force d'affinité, et qu'on ne diminue celle de cohésion par quelque force étrangère. Dans ce cas, on a généralement recours au calorique, qui agit principalement en diminuant la cohésion; mais l'action de la chaleur même a ses limites, elle est incapable de surmonter la cohésion plus loin qu'un certain degré où les deux forces opposées se balancent, et alors on obtient un nouveau point de saturation. Dans ce cas et dans d'autres semblables, le point de saturation varie selon

les différentes températures; il ne faut pas croire cependant que le pouvoir dissolvant de l'eau augmente exactement en proportion de l'élévation de température; car dans plusieurs cas, il reste à peu près le même à tous les degrés de chaleur.

Quand l'eau a cessé d'agir sur un solide, parce qu'elle a atteint son point de saturation, la solution peut agir sur un autre solide de nature différente. Dans ce cas, le premier solide dissous exerce sur le second une affinité capable de surmonter la cohésion de celui-ci, et la solution a lieu jusqu'à ce que les deux forces atteignent leur équilibre.

Dans ces cas, de l'effet le plus simple de l'affinité chimique et de sa prédominance sur la cohésion, les propriétés des corps qui sont combinés ne souffrent que peu ou pas d'altération. Un solide, quand il est ainsi dissous, conserve ses propriétés les plus remarquables, la saveur, l'odeur, etc. ainsi que ses relations chimiques. Les affinités de beaucoup de solides deviennent plus agissantes par la solution, parce que l'un des principaux obstacles de l'affinité chimique, la force de cohésion, est en grande partie vaincue. Il y a même plusieurs corps qui ne se combinent entre eux qu'après avoir été eux-mêmes amenés à l'état de solution. De là cet axiome : « *Corpora non agunt nisi sint soluta* »; proposition à laquelle l'avancement de la science chimique a déjà découvert plusieurs exceptions.

Dans les solides qui sont retenus en solution, l'attraction de cohésion se trouve enchaînée par un pouvoir qui la combat; mais on doit la considérer comme existant toujours et tendant à réunir les parties intégrantes qui sont suspendues dans le fluide. La plus petite augmenta-

tion d'attraction de cohésion rend à cette force son pouvoir, et une partie du corps solide reprend sa forme première. Ainsi toute solution qui, après avoir été saturée à la température ordinaire, a pris par l'application du calorique une nouvelle quantité du corps solide dépose en refroidissant une portion de ce solide, parce que l'accroissement de température qui diminuoit sa cohésion, cessant d'agir, cette force devient prédominante. La même chose arrive, si nous diminuons par l'évaporation une portion de l'eau qui tient le solide en solution. On rapproche ainsi les unes des autres les molécules des corps solides, et on les replace dans la sphère de leur mutuelle attraction.

Quand l'affinité de cohésion d'un solide dissous prédomine, il se forme selon les circonstances, une masse informe ou un solide d'une forme régulière, composé de surfaces planes et d'angles déterminés. La dissolution d'un sel, qui est plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide, dépose par un refroidissement subit le sel sous la forme pulvérulente, et présente un des cas les plus simples de ce qu'en Chimie on nomme *Précipitation*; un sel au contraire à la solubilité duquel les températures apportent peu de différence, le sulfate de soude, par exemple, forme par un refroidissement subit de sa solution chaude et saturée, une masse transparente, mais irrégulière à peu près semblable à la glace. Mais quand on refroidit peu à peu la même dissolution, le sel se dépose en figures régulières que l'on nomme *Cristaux*. Les solutions salines qui retiennent la même quantité de sel à toutes les températures, et dont on ne peut par conséquent obtenir de cristaux par refroidissement, produisent aussi une masse régulière ou des cristaux parfaits, selon

qu'on évapore le dissolvant plus ou moins rapidement. Ainsi pour obtenir un arrangement régulier des parties d'un solide dissous, il faut affoiblir lentement et graduellement la cause qui enchaîne leur affinité de cohésion.

Il y a d'autres circonstances qui influent sur l'affinité de cohésion des solides dissous, et qui la déterminent à devenir efficace. Parmi ces moyens, on place l'addition au fluide d'un autre solide, soit de la même espèce, soit d'une nature différente. D'après ce principe, on plonge souvent, dans les solutions, des morceaux de bois pour exciter la *Cristallisation*, et par la même raison, les premiers cristaux se forment sur les bords du vase qui contient la solution. Mais un moyen plus sûr de déterminer la cristallisation est de plonger dans la liqueur un cristal de la *même espèce* qui en fait former d'autres. Le cristal que l'on expose ainsi reçoit des additions successives sur plusieurs surfaces, et conserve sa forme, mais avec une grande augmentation de volume. Ce fait curieux a été observé par Leblanc, qui en a tiré une méthode pour obtenir des cristaux d'une grande dimension et d'une forme parfaite.

Une autre circonstance qui favorise la cohésion des solides dissous, est la pression sur la surface de la solution. En préparant une solution de sel saturée à une pression légère, le sel deviendra solide quand on restituera le poids de l'atmosphère. Cet effet peut s'expliquer par la supposition que par la force de la pression extérieure, les parties du solide se rapprochent davantage l'une de l'autre, et sont portées dans leur sphère d'attraction de cohésion. D'après le même principe, les liquides doivent recevoir une augmentation de pouvoir

dissolvant en diminuant la pression de l'air, effet qui est sensible même dans les changemens ordinaires du baromètre.

La cohésion qui a séparé les parties d'un solide de son dissolvant, ne peut pas les réunir avec une entière exclusion du fluide, dont une portion entre dans la composition du cristal, et est essentielle à la régularité de sa forme. La quantité d'eau qui se combine au même sel, est presque invariable, et on l'appelle *Eau de Cristallisation:* mais sa proportion varie dans les différens sels; dans quelques-uns, elle est extrêmement petite; dans d'autres, elle constitue la plus grande partie du cristal, et elle est alors si abondante, que ces sels se liquéfient par la chaleur, en produisant ce qu'on appelle la *Fusion aqueuse.* L'eau de cristallisation est retenue aussi par différens sels avec des degrés de force très-différens. Quelques cristaux abandonnent leur eau par la simple exposition à l'air, et perdent ainsi leur transparence en même temps que leur forme; on appelle ces sels *Efflorescens.* D'autres, au contraire, non-seulement retiennent fortement leur eau de cristallisation, mais attirent ce liquide avec avidité; et par leur exposition à l'air, ils deviennent liquides ou *Déliquescens.* Cette propriété est nommée *Déliquescence.*

Il y a néanmoins quelques solides dont la solution aqueuse n'est pas susceptible de donner des cristaux; car l'affinité de quelques sels pour l'eau est si forte, qu'elle enchaîne, dans toutes les circonstances, l'attraction de cohésion. On peut cependant faire cristalliser ces sels, en les dissolvant dans un liquide qui les attire moins fortement que l'eau. Les sels de cette espèce se séparent en cristaux de leur solution dans l'alcool.

D'après cela, l'affinité de cohésion est une propriété qui appartient aux solides en différens degrés, et les solides cristallisent seulement en conséquence de la prédominance de cette force : de sorte que quand deux solides sont dissous dans un liquide, ils peuvent être séparés l'un de l'autre par leur différente tendance à la cohésion. Le solide, dont les parties ont la plus grande attraction de cohésion, se sépare le premier, et l'autre, qui est moins disposé à cristalliser, pourra être obtenu ensuite en abaissant la température ou en enlevant une portion du dissolvant. Cependant la séparation de deux solides l'un de l'autre est rarement parfaite, à cause de leur affinité mutuelle l'un pour l'autre. Quand, par exemple, le nitre et le sel commun existent ensemble dans la même solution, après que la plus grande partie du nitre s'est séparée par sa plus grande disposition à cristalliser, il en reste toujours une portion dans la solution saline, et les cristaux que l'on obtient en premier ne sont pas de nitre pur ; mais consistent en une combinaison de ce sel avec une portion de sel commun.

Tout solide qui est susceptible de cristalliser, a une tendance à prendre une figure régulière. Ainsi le sel commun, quand il est parfaitement cristallisé, forme des cubes réguliers ; le nitre a la forme d'un prisme à six pans, et l'alun celle d'un octaèdre. Cependant le même solide admet plusieurs variations dans sa forme cristalline. Le spath calcaire, par exemple, forme des prismes à six pans avec des pyramides à trois ou six côtés. Ces variétés sont occasionnées par des circonstances accidentelles qui modifient l'action de la force de la cohésion. Ces différences sont, à la première vue, extrêmement nombreuses ; mais par un examen exact et comparatif,

on trouve qu'elles peuvent être réduites à un petit nombre de figures simples.

L'entreprise de réduire toutes les formes observées de cristaux à un petit nombre de formes simples et originaires, semble avoir été commencée par Bergmann (1). Par exemple, pour le spath calcaire, ce Chimiste distingué a démontré que ses nombreuses modifications peuvent résulter d'une figure simple, le rhombe, qui, par l'agrandissement de quelques-unes de ses faces, produit des cristaux de la forme la plus opposée. Cette théorie s'étend aux cristaux de toutes espèces, et il juges des différences de leurs formes extérieures par les variétés de leurs élémens mécaniques ou molécules intégrantes.

A peu près dans le même temps que Bergmann, ou immédiatement après, M. Romé de l'Isle poussa beaucoup plus loin la théorie de la structure des cristaux. Il réduisit l'étude de la Cristallographie à des principes plus exacts, et qui cadrent mieux avec l'observation; il classa ensemble, autant qu'il étoit possible, les cristaux de la même nature. Parmi les différentes formes appartenant à la même espèce, il choisit pour la forme primitive celle qui lui parut être la plus simple. En les supposant tronqués de différentes manières il déduisit les autres formes, et établit une certaine gradation ou série de passages de la forme primitive aux figures compliquées, qui, à la première vue, sembloient à peine avoir quelques liaisons avec elles. A la description et aux figures de la forme primitive, il ajouta la mesure mécanique des angles principaux, et montra

(1) Voyez les *Essais de Bergmann*, vol. II.

que ces angles sont constamment les mêmes dans chaque variété. Il est bon cependant qu'on sache que les formes primitives adoptées par ce Physicien, étoient entièrement imaginaires, et non le résultat d'une analyse mécanique. Sa méthode étoit une hypothèse, quand on examine sa coïncidence avec ce qu'on sait à présent. D'après ce principe, aucune forme n'auroit été réellement primitive, et aucune autre n'en seroit dérivée.

Il étoit réservé à la sagacité de l'abbé Hauy de développer la théorie exacte de la structure des cristaux, et de la soumettre à l'évidence de l'expérience et des Mathématiques. Par la division mécanique d'un cristal compliqué, il obtint le premier la forme simple, et construisit ensuite par diverses combinaison de la forme primitive, d'après la synthèse mathématique, toutes les variétés observées de cette espèce.

Tout cristal peut être divisé par le moyen d'instrumens propres ; et si on le fend dans certaines directions, il présente des surfaces planes et unies. Si on le divise en d'autres directions, la fracture est rugueuse tant par l'effet de la violence, que parce qu'elle n'est pas guidée par des joints naturels du cristal. Ce fait est connu depuis long-temps par les Joailliers, les Lapidaires, etc. Une observation accidentelle a prouvé à l'abbé Haüy que c'étoit la clef de toute la théorie de la Cristallisation. Par la division savante du prisme à six pans du spath calcaire, il le réduisit au rhombe ressemblant précisément à celui qu'on connoît sous le nom de *Cristal d'Islande*. En soumettant d'autres formes de spath calcaire à la même opération, il obtint cependant des figures différentes au commencement, mais il parvint enfin, comme dans le premier cas, à obtenir un solide

rhomboïdal. L'abbé Haüy a découvert aussi que si on prend un cristal d'une autre espèce (le spath fluor cubique, par exemple), le noyau obtenu par sa division mécanique aura une figure différente, c'est-à-dire, l'octaèdre. D'autres corps cristallisés produisent ainsi des formes différentes qui cependant ne sont pas en grand nombre. Celles qui ont été découvertes jusqu'à présent se réduisent à six; le parallélipipède, qui renferme le cube, le rhombe et tous les solides qui sont terminés par six faces paralleles deux à deux; le tétraèdre, l'octaèdre, le prisme hexaèdre régulier, le dodécaèdre à plans rhomboïdaux et égaux, et le dodécaèdre à plans triangulaires. Le solide de la forme primitive, ou noyau du cristal obtenu par division mécanique, peut être divisé en direction parallèle à ses différentes faces. Toutes les sections que l'on produit ainsi étant semblables, les solides qui en résultent sont précisément semblables en forme au noyau, et en diffèrent seulement en grandeur, qui continue à décroître par une division subséquente. Il y a cependant une limite à cette division, quand les parties deviennent si petites, qu'elles ne peuvent plus être divisées. Nous devons nous arrêter à ce terme; et c'est à ces dernières parties qui résultent de l'analyse du noyau primitif, et qui lui sont semblables en figure, que M. Haüy a donné le nom de *Molécule intégrante*. Si la division du noyau peut se faire sur d'autres lignes que celles parallèles à ses faces, la molécule intégrante différera de la forme du noyau. Cependant les formes de la molécule intégrante, qui ont été découvertes jusqu'ici, se réduisent à trois : le tétraèdre, la plus simple des pyramides; le prisme triangulaire, le plus simple des prismes; et le parallélipipède, renfermant le cube

et le rhomboïde, qui sont les plus simples parmi les solides dont les faces sont parallèles deux à deux.

La forme primitive et celle de la molécule intégrante ayant été déterminées par la dissection du cristal, il falloit découvrir la loi d'après laquelle les molécules sont arrangées pour produire, par leur accumulation sur la forme primitive, la grande variété des formes secondaires. Ce qui est le plus important dans la découverte de M. Haüy, et qui constitue en effet l'essence de sa théorie, est la détermination de ces lois et la mesure précise de leur action. Il a trouvé que toutes les parties des cristaux secondaires, ajoutées au noyau primitif, consistent en lames qui décroissent graduellement par la soustraction d'une ou plusieurs rangées de molécules intégrantes; de sorte que la théorie est susceptible de déterminer le nombre de ces rangées, et, par une conséquence nécessaire, la forme exacte du cristal secondaire.

Par le développement de ces lois de décroissement, Haüy a découvert comment on peut produire, par les variations de l'arrangement des molécules intégrantes, une grande variété de figures secondaires. Cependant leur explication admet une foule de détails qui ne peuvent entrer dans cet ouvrage. Je renvoie donc, pour des détails plus considérables au 1er. et 9e. volume du *Magasin Philosophique*.

Telles sont les principales choses qui intéressent le Chimiste dans la considération de la force de cohésion. Il la regarde quelquefois comme une cause qui empêche ou modifie l'action de l'Affinité chimique, et quelquefois comme une force qui tend à rassembler les molécules

séparées par une affinité chimique prédominante, et à en former un solide régulier ou irrégulier. L'attraction de cohésion doit donc être considérée comme la seule cause de la cristallisation des solides; elle semble s'exercer entre les molécules intégrantes, car ce sont probablement ces molécules qui sont suspendues dans le fluide au moment où commence la Cristallisation. On a assigné à ces molécules la propriété de polarité ou de tendance à s'arranger elles-mêmes d'une certaine manière plutôt que d'une autre. Cependant cette explication ne peut être reçue comme une explication suffisante du procédé de la Cristallisation. Elle assigne, de plus, une cause dont nous ne pouvons, dans différentes circonstances, ni mesurer ni estimer la force relative.

L'influence de la Cohésion sur l'Affinité chimique, comme nous le verrons dans la suite, est beaucoup trop étendue pour être comprise dans ces observations préliminaires. Pour son entier développement, il est essentiel que les lois générales de l'Affinité chimique soient bien connues. Je procéderai à leur explication dans la section suivante.

SECTION II.

Des Phénomènes généraux de l'Action chimique.

L'Affinité chimique, comme l'attraction de cohésion, agit seulement à des distances insensibles; mais elle se distingue de cette dernière, parce qu'elle s'exerce entre les parties des corps d'*espèce différente*. Le résultat de son action n'est pas un simple aggrégat ayant les mêmes propriétés que les corps séparés, et différant

seulement par sa plus grande quantité ou sa plus grande masse ; mais c'est un nouveau composé dans lequel les propriétés des composans ont entièrement ou partiellement disparu, et qui présente des propriétés nouvelles. Les combinaisons effectuées par l'Affinité chimique sont permanentes, et sont détruites seulement par l'intervention d'une force plus considérable, soit de la même nature, soit d'une espèce différente.

Nous prendrons pour exemple de l'Action chimique celle qui a lieu entre la potasse et l'acide sulfurique. Dans leur état de séparation, chacun de ces corps se distingue par la saveur et d'autres propriétés particulières. L'alcali, ajouté à des infusions bleues végétales, change leur couleur en vert, et l'acide au contraire les rougit. Mais si nous ajoutons ces deux substances avec précaution et par petites quantités, en examinant l'effet de chaque addition, nous trouverons un point auquel le liquide n'aura plus de propriétés alcalines ni acides : la saveur sera devenue amère, et le mélange ne produira aucun effet sur les couleurs bleues végétales. Ainsi les propriétés des parties constituantes, ou au moins les plus importantes, sont détruites par la combinaison. Quand des propriétés opposées disparoissent ainsi, on dit que les corps combinés se saturent l'un l'autre. Le terme précis auquel cet effet a lieu est appelé *Point de Saturation*. Il est bon cependant de restreindre cette expression à des combinaisons foibles, où il n'y a pas d'altération remarquable de propriétés, comme dans le cas de solution, et d'appliquer aux résultats d'affinités plus energiques qui ont lieu avec perte de propriété, le terme de *Neutralisation*.

En même temps que les propriétés du corps disparoissent par la combinaison, de nouvelles qualités chimiques se manifestent, et l'affinité des composans pour une autre substance devient plus énergique dans quelques cas, et diminue dans d'autres. Le soufre, par exemple, est dépourvu de saveur, d'odeur, et n'a pas d'action sur les couleurs végétales, et le gaz oxigène est sans action dans les mêmes circonstances. Mais le composé de soufre et d'oxigène est fortement acide; la plus petite portion rougit instantanément les couleurs bleues végétales, et l'acide a la propriété d'entrer en combinaison avec un grand nombre de corps pour lesquels ses composans n'ont aucune affinité. Des faits de cette nature réfutent suffisamment les opinions des anciens Chimistes, qui croyoient que les propriétés des composans se retrouvoient dans les composés; car, dans ce cas, comme dans beaucoup d'autres, le composé a de nouvelles propriétés, dont on ne peut apercevoir aucune trace dans ses élémens.

Outre l'altération des propriétés, qui accompagne ordinairement l'action chimique, il y a certains autres phénomènes que l'on observe généralement pendant qu'elle s'opère. Parmi ces phénomènes, les principaux sont le changement de forme, celui de densité et de température.

1°. *Changement de forme.* Il peut avoir lieu de différentes manières; ainsi deux ou plusieurs corps solides peuvent devenir, par la combinaison, liquides ou aériformes, et *vice versâ*. Un solide et un corps aériforme peuvent produire un liquide par la combinaison chimique, comme, dans le cas où le soufre et l'oxigène,

se combinent ensemble. Deux gaz peuvent produire un solide ou un liquide; ou deux liquides, un solide.

2°. *Changement de densité.* Il accompagne presque invariablement l'union chimique : dans plusieurs cas, la densité du corps est augmentée par la combinaison, ou est plus grande que la densité moyenne des composans. Si on mêle des poids égaux d'acide sulfurique et d'eau, la densité résultante n'est pas la moyenne, mais elle est beaucoup plus grande. Dans quelques cas, il y a aussi un changement de forme et de densité; ainsi quand un sel est dissous dans l'eau, et que de solide il prend la forme liquide, sa densité est diminuée : le dissolvant au contraire éprouve un accroissement de densité; mais le premier effet est plus fort qu'il ne faut pour contrebalancer le dernier, et il en résulte une augmentation de volume ou une diminution de densité. La même chose arrive dans certaines combinaisons des métaux dont les composés ont une pesanteur spécifique moindre que celle des composans.

3°. *Changement de température.* On observe dans presque tous les cas où s'exerce l'action chimique que la température peut être accrue ou diminuée ainsi que la densité. Pendant la solution de certains solides dans l'eau, le thermomètre indique ordinairement une production de froid, ou, en d'autres termes, une diminution de température. Quand l'acide sulfurique et l'eau sont mêlés soudainement, le changement contraire a lieu, et il en résulte une élévation considérable de température. La cause de ces changemens ne peut être expliquée d'une manière satisfaisante, jusqu'à ce que nous ayons considéré les diverses quantités de calorique qui existent

dans les corps. Il suffit maintenant d'observer que le changement de température est accompagné invariablement, soit d'un changement de forme ou de densité, soit de l'un et de l'autre.

L'Affinité chimique peut s'exercer : 1°. entre deux substances simples ou entre trois, quatre ou plus, et produire ce qu'on peut appeler *Composés primaires*, ou formés de substances élémentaires combinées l'une à l'autre. 2°. Elle peut s'effectuer entre un corps simple et un composé ; 3°. entre des composés et d'autres composés. Par la combinaison des corps élémentaires les uns avec les autres, ou bien il se développe de nouvelles affinités, ou celles qui existoient dans le premier cas deviennent apparentes. L'oxigène, par exemple, n'a pas d'affinité pour la chaux, mais le composé d'oxigène et de soufre est fortement attirée par cette terre. Dans cet exemple et dans tous les autres cas semblables, une question intéressante est de savoir si la combinaison resultante doit être attribuée à l'affinité exercée par le composé (acide sulfurique) ou aux affinités des principes constituans, rendues actives par la combinaison. Si cette dernière conclusion est exacte (on verra par la suite que cela est extrêmement probable), il s'ensuivra que nous ne pouvons, dans aucun cas, conclure du défaut d'action entre deux substances, qu'elles n'ont pas d'affinité, mais au contraire que l'affinité peut exister quoiqu'elle ne se manifeste par aucun effet. Dans le dernier cas, l'affinité est détruite par des forces opposées, dont nous allons maintenant examiner la nature.

Quand l'Affinité chimique existe actuellement entre deux corps, elle n'agit pas avec la même énergie

dans tous les cas. 1°. Quelques corps s'unissent dans une proportion seulement; ainsi l'hydrogène et l'oxigène ne se combinent que dans les proportions qui constituent l'eau, et qui sont à peu près de 15 du premier et de 85 du second. 2°. D'autres corps se combinent dans plusieurs proportions, mais qui sont définies; et dans les proportions intermédiaires, la combinaison n'a pas lieu : l'oxigène et le nitrogène, par exemple, s'unissent dans les proportions de 37 à 63, 56 à 44, et 70 ½ à 29 ½; mais ils ne peuvent se combiner en aucune autre proportion. 3°. Dans quelques cas, la combinaison a lieu dans toutes les proportions jusqu'à un certain degré au-delà duquel elle ne peut plus s'exécuter. On peut donner pour exemple la solution des sels dans l'eau, qui peut avoir lieu dans tous les degrés intermédiaires aux points de saturation. 4°. Dans d'autres cas, les corps s'unissent sans limites en toutes proportions; mais les affinités qui s'exercent alors sont peu énergiques, et les corps combinés éprouvent peu d'altération de propriétés. Ainsi l'acide sulfurique s'unit à l'eau en toutes proportions, et les propriétés caractéristiques de l'acide (comme sa saveur et son action sur les couleurs végétales), continuent d'être apparentes dans le composé.

SECTION III.

De l'Affinité élective.

Une loi importante de l'Affinité, qui est la base de presque toute la théorie chimique, est qu'un corps n'a pas la même force d'affinité pour tous les autres corps, mais qu'il les attire inégalement. Ainsi *A* se

combinera avec *B* de préférence à *C*, quand ces deux corps lui sont présentés dans des circonstances également favorables; ou quand *A* est uni avec *C*, l'application de *B* séparera *A* de *C*, et nous aurons un nouveau composé formé de *A* et *B*, tandis que *C* sera dégagé. Ce sont des exemples de ce qu'on appelle en Chimie *Décomposition simple*, une substance agit sur un composé, et s'unit avec un des corps qui le constituent, laissant l'autre en liberté; et, comme la force d'affinité d'un corps pour plusieurs autres varie, ce corps a été considéré comme faisant une élection, et l'affinité a été appelée *Affinité élective*. Par exemple, si à du muriate de chaux, formé de chaux et d'acide muriatique, nous ajoutons de la potasse, l'acide muriatique exercera une affinité élective plus forte pour la potasse que pour la chaux, et cette terre se déposera sous forme pulvérulente, ou sera précipitée. On a rassemblé un grand nombre de faits de cette espèce dans des tables dont la première idée semble être due dans le siècle passé à Geoffroy, célèbre Chimiste françois. La substance dont on veut exprimer les affinités, est placée à la tête de la colonne, et séparée du reste par une ligne horizontale. Au-dessous de cette ligne sont arrangés les corps avec lesquels elle est susceptible de se combiner dans l'ordre de leurs forces respectives d'affinité, la substance qui est attirée le plus fortement étant placée plus près du corps, et celle pour laquelle il a le moins d'affinité, au bas de la colonne. Par exemple, les affinités de l'acide muriatique, sont exprimées par la table suivante :

Acide muriatique.

Barite,
Potasse,
Soude,
Chaux.
Ammoniaque,
Magnésie,
etc., etc.

Les décompositions peuvent être exprimées aussi de la manière adoptée par Bergmann. La table suivante présente la décomposition du muriate de chaux par la potasse.

Muriate de Potasse.

Muriate de Chaux. { Acide muriatique. Potasse. Eau à 15°. Chaux. }

Chaux.

Le composé originaire (muriate de chaux) est placé au dehors et à la gauche de la raie verticale; l'espace intérieur contient les principes du composé originaire, et le corps que l'on ajoute pour produire la décomposition. Au-dessus et au-dessous des lignes horizontales, sont situés les résultats de leur action. L'accolade tournée en bas, annonce que la chaux tombe au fond ou se précipite; et la ligne supérieure étant parfaitement droite, dénote que le muriate de potasse reste en solution. Si les deux corps restoient dans le liquide, on les placeroit tous les deux au-dessus de la ligne supérieure; et si l'un et l'autre se précipitoient, on les mettroit au-des-

sous de la ligne inférieure. Si l'un des deux ou les deux s'échappoient sous forme volatile, on l'exprimeroit en plaçant la substance volatilisée au-dessus du plan, et on convertiroit la ligne droite en une accolade tournée en haut; et comme ces décompositions varient dans certaines circonstances, il est nécessaire de faire connoître, comme nous l'avons fait, la température à laquelle les corps sont dissous dans l'eau.

D'après cela il paroîtroit, à la première vue, que tous les faits chimiques devroient trouver leur explication par l'action de l'affinité élective simple; mais cependant on trouvera par un examen plus approfondi, que cette force considérée abstractivement, n'est qu'une des causes qui produisent les décompositions chimiques, et que cette action est modifiée et même quelquefois renversée par la supériorité de forces opposées.

SECTION IV.

Des Causes qui modifient l'action de l'Affinité chimique.

L'*Affinité chimique* n'est pas une force uniforme, accompagnée, quand elle s'exerce entre les mêmes substances, d'effets invariables; mais ses effets sont modifiés par de certaines circonstances. Les exceptions apparentes ont été d'abord examinées attentivement, et expliquées par Bergmann; mais c'est au travail récent de M. Bertholet que nous sommes redevables de leur plus grande évidence. Les idées de ce Savant distingué ont effectué une révolution complète dans nos connoissances sur l'Affinité; et l'on sait maintenant que dans les phéno-

mènes chimiques c'est une force beaucoup moins exclusive qu'on ne se l'étoit imaginé.

Les circonstances qui modifient l'exercice de l'action chimique, sont les suivantes :

1°. *La Cohésion.* L'influence de cette force sur l'Affinité chimique a été expliquée en partie dans la section précédente et nous citerons d'autres exemples de l'opposition qu'elle présente quand nous parlerons des limites de la combinaison chimique.

2°. *La quantité de matière.* Si l'affinité étoit une force invariable, un corps *A*, uni par une forte affinité à un autre *B*, devroit ne pouvoir en être séparé par un troisième corps *C*, qui a pour *A* une affinité moins forte; ou si les trois corps *A*, *B*, *C* étoient mêlés ensemble, dans certaines circonstances, *A* devroit se combiner avec *B* avec une exclusion entière de *C*. Cependant dans ces deux cas, ce n'est pas une action exclusive qui s'exerce; car si les corps *A*, *B* et *C* sont placés en contact, il se forme une combinaison de *A* avec *B*, et une autre de *A* avec *C* en proportion réglée par les quantités de *B* et de *C*; et même le composé *A B* peut être décomposé en partie par *C*. L'acide muriatique, par exemple, a, pour la barite, une affinité plus forte que pour la potasse; et cependant, dans un mélange de ces trois corps, l'acide s'unit non seulement avec la barite, mais avec la potasse, quoiqu'il y ait plus de barite qu'il n'est nécessaire pour neutraliser tout l'acide. Le composé d'acide muriatique et de barite est aussi décomposé en partie par la potasse.

L'expérience apprend en outre que quand deux corps qui ont des affinités différentes pour un troisième, sont en contact avec celui-ci dans des circonstances égales,

ce troisième corps se divise entre les deux, non-seulement en proportion de l'énergie de leur affinité, mais aussi en proportion de leurs quantités. Une grande quantité peut donc compenser une plus grande affinité, et *vice versâ*. Pour obtenir, dans ces cas, la mesure de l'action des deux corps pour le troisième, si leurs affinités respectives sont déterminées avec précision, il sera seulement nécessaire de multiplier le nombre qui indique l'affinité par la quantité. Berthollet a donné au produit de ces multiplications le nom de *Masses*. Ainsi supposons pour la démonstration de ce principe (ce qui n'existe pas dans le fait) que l'affinité de la barite pour l'acide muriatique est du double plus forte que celle de la potasse, ou que ces deux affinités soient respectivement exprimées par les nombres 4 et 2; dans ce cas, la même *masse* (1) résultera de 4 parties de barite et 8 de potasse, puisqu'on obtient dans chaque cas le même produit (seize) en multipliant le nombre qui indique l'affinité par celui qui marque la quantité; car 4 (affinité de la barite) multiplié par 4 (quantité présentée dans l'exemple) est égal à 16, et 2 (affinité de la potasse) multiplié par 8 (sa quantité) donne 16. Dans ce cas, pour diviser exactement une portion d'acide muriatique entre la barite et la potasse, ces deux corps doivent être employés dans la proportion de 2 du premier et 4 du second.

Puisque l'affinité d'une substance pour une autre est affectée par la quantité, on doit s'attendre que l'affinité décroît quand on approche du terme de saturation

(1) L'adoption de ce mot présente quelques inconvéniens, à cause de l'idée différente qu'on y attache en mécanique.

ou de neutralisation, ce qui est parfaitement d'accord avec les faits, et l'on en déduit cette loi, que *la force de l'affinité est en proportion inverse de la neutralisation.* Supposons, par exemple, 100 parties de potasse divisées par dixième, et que l'on mêle successivement à la quantité d'acide sulfurique nécessaire à la neutralisation de cet alcali ; si l'affinité première de l'acide pour l'alcali est exprimée par 100, les dix premières parties se combineront avec une force exprimée par ce nombre ; le second dixième, avec une force seulement de 90 ; le troisième, avec une de 80, et ainsi de suite en diminuant progressivement à l'approche du point de neutralisation. Il n'est pas nécessaire d'ajouter que ces nombres ne sont pas employés pour exprimer exactement la force de l'affinité ; mais sont adoptés arbitrairement pour l'explication de cette action.

L'influence de la quantité explique aussi la difficulté que l'on éprouve en effectuant, dans quelques cas, la décomposition totale d'un corps formé de deux principes par un troisième corps. L'effet immédiat du troisième corps C ajouté au composé AB, est d'enlever à B une portion de A, et conséquemment une portion de B est mise en liberté, et son attraction pour A est opposée à celle de la partie non combinée de C. Plus cette décomposition sera poussée loin, plus sera grande la proportion de B qui sera mise à l'état libre, et qui opposera une puissance plus grande pour empêcher la tendance ultérieure de C à enlever la substance A. A un certain point, les affinités de B et de C se balanceront exactement, et la décomposition ne continuera pas. Dans quelques cas, à la vérité, un troisième corps sépare entièrement l'un des principes du composé; mais cela

arrive par l'action de forces extérieures, dont nous allons maintenant expliquer la nature.

3°. *L'Insolubilité.* C'est une autre force qui modifie essentiellement l'affinité; elle peut être considérée simplement comme le résultat de la cohésion, eu égard au liquide dans lequel cet effet s'opère.

L'insolubilité peut être considérée comme opposant un obstacle à l'action chimique soit par la cohésion dont elle est un effet, soit en prévenant la contiguité, qui est essentielle pour l'exercice de l'affinité. Nous parvenons à vaincre cet obstacle par la diffusion mécanique d'une substance insoluble dans l'eau, dans un fluide qui peut agir sur elle; et quand le nouveau composé a une grande solubilité, cet expédient est suffisant. Ainsi la chaux, par sa diffusion mécanique dans l'acide muriatique, peut aisément être amenée à une union permanente; mais si en cherchant à combiner deux corps, le nouveau composé est aussi insoluble, la combinaison ne s'opère qu'avec de grandes difficultés, et on peut à peine l'amener au point de saturation, comme dans le cas de l'acide sulfurique et de la chaux.

Quand une substance soluble et une insoluble sont présentées en même temps à un troisième corps pour lequel elles ont à-peu-près une affinité égale, le corps soluble entre plus promptement en combinaison; sa cohésion est foible dans le commencement, et par la solution elle est presque détruite, tandis que celle du corps insoluble reste la même. Toute la substance soluble exerce aussi son action en une seule fois, tandis que le corps insoluble ne peut agir que partiellement : alors la substance soluble prévaudra, et attirera à elle la plus grande partie du troisième corps, quand même son

affinité seroit plus foible que celle du corps insoluble, pour le dissolvant.

L'insolubilité est cependant, dans certaines circonstances, une force qui favorise l'action de l'affinité de deux corps l'un pour l'autre. Par exemple, si au composé soluble de sulfate de soude, nous ajoutons de la barite; le nouveau composé de sulfate de barite se précipite à l'instant où il est formé, et étant déplacé de la sphère d'activité, la soude ne peut plus exercer d'action sur lui, par sa quantité ou masse. Par la même raison, quand on ajoute de la soude au sulfate de barite, ce dernier est garanti de la décomposition par son insolubilité et sa cohésion.

Ces faits prouvent suffisamment que l'ordre de précipitation qui avoit été assigné primitivement comme la base des tables d'affinités électives, ne peut plus être considéré comme une mesure exacte de cette force, et que le corps qui est précipité peut, dans quelques cas, être supérieur en affinité à celui qui a causé la précipitation. Dans ce cas, une vaine supériorité d'affinité peut être plus que contrebalancée par la force de cohésion qui cause l'insolubilité.

4°. *Une grande Pesanteur spécifique.* C'est une force qui concourt, avec l'insolubilité ou la cohésion, à empêcher la combinaison, et quand l'union chimique a lieu, elle peut aider l'affinité en retirant le nouveau composé de sa sphère d'activité. Il n'est pas nécessaire de s'étendre davantage sur la manière d'agir de cette force, dont la nature est si évidente.

5°. *L'Elasticité.* La cohésion, comme nous l'avons prouvé ci-dessus, apporte un empêchement à la combinaison, d'un autre côté, il est possible que les parties d'un corps soient tellement éloignées qu'elles

se trouvent hors de la sphère mutuelle de leur attraction. Tel paroît être le fait qui a rapport à la classe des corps appelés *airs* ou *gaz*. Les bases de plusieurs de ces corps ont beaucoup d'affinité pour les bases des autres et pour certains liquides; mais ils ne peuvent s'y combiner par le simple mélange. Ainsi, les corps aériformes élastiques peuvent s'unir entre eux ou avec des liquides, mais seulement jusqu'au point où l'affinité est balancée par l'élasticité; car, quand nous approchons du point de saturation, l'affinité est graduellement diminuée, tandis que l'élasticité reste la même. L'exemple que M. Berthollet a donné pour démontrer ce principe, est l'affinité de l'eau pour l'acide carbonique, qui occasionne sa combinaison avec une certaine quantité de ce corps; mais en approchant de la saturation, l'affinité diminue graduellement, tandis que l'élasticité reste la même, et l'absorption s'arrête ou devient très-foible. Si on détruit l'élasticité par une pression mécanique, l'affinité de l'eau pour le gaz acide devient plus forte. Telle est du moins l'explication donnée par Berthollet; mais ce fait, qui est indubitable, peut être expliqué par des causes tout à fait mécaniques.

Ainsi, quand deux corps, dont l'un est à l'état élastique et l'autre sous forme liquide, sont présentés en même temps à un solide pour lequel ils ont la même affinité, le solide s'unit avec le liquide préférablement au gaz; ou si nous ajoutons au composé d'une substance élastique avec une autre non élastique, un troisieme corps aussi sans élasticité, les deux derniers se combineront à l'exclusion du premier. Par exemple, si au composé de potasse et d'acide carbonique, nous ajoutons de l'acide sulfurique, ce dernier acide agissant selon son

affinité et sa quantité, dégagera une portion d'acide carbonique; celui-ci, par son élasticité, est porté hors de la sphère d'activité, et ne présente pas d'obstacle à l'action subséquente de l'acide sulfurique. De là, les corps élastiques agissent seulement par leur affinité, tandis que les liquides agissent selon leur affinité et la quantité qu'on emploie; et quoique l'affinité du liquide considérée abstractivement soit inférieure à l'affinité du corps élastique encore jointe à sa quantité, elle prévaut. Dans le cas précédent, tout l'acide gazeux peut être chassé par l'acide fixe, au lieu que, comme nous l'avons déjà observé, la décomposition est incomplète, si la substance mise en liberté reste dans sa sphère d'activité.

6°. *L'Efflorescence* est une circonstance qui influe quelquefois sur l'exercice de l'affinité, mais qui se présente rarement. L'exemple le plus simple de cet effet, est celui de la chaux et du muriate de soude: quand on expose à l'air dans un état d'humidité une pâte formée de ces deux substances, avec un grand excès de la première, la chaux agissant par sa quantité, dégage, du sel commun, la soude qui paroît sous forme sèche, à la surface de la pâte, unie avec l'acide carbonique qu'elle absorbe à l'atmosphère. Dans ces cas, la soude qui est séparée étant éloignée du centre de la masse, ne présente pas d'obstacle à l'action subséquente de la chaux, et la décomposition se continue plus qu'elle ne l'auroit fait.

7°. L'influence de la *température* sur l'affinité chimique, est extrêmement étendue et très-importante; mais dans ce moment nous n'avons besoin que d'une exposition générale de ses effets. Dans quelques cas, un accroissement de température agit en favorisant, et dans d'autres en empêchant la combinaison chimique, et il

affecte aussi considérablement l'ordre des décompositions.

Un accroissement de température favorise l'union chimique, en diminuant ou surmontant la cohésion. Ainsi les métaux s'unissent par la fusion, et les sels sont rendus plus solubles dans l'eau. Quand la chaleur est un obstacle à la combinaison, elle produit son effet en augmentant l'élasticité : de là, l'eau absorbe une moindre proportion de gaz à une haute température qu'à une basse. L'abaissement de la température des corps élastiques, en diminuant leur élasticité, facilite leur union avec d'autres substances. Dans certains cas l'accroissement de température produit une combinaison d'effet en diminuant la cohésion et augmentant l'élasticité. Quand on met du soufre dans du gaz oxigène, il ne se fait pas de combinaison, si ce n'est quand le soufre est échauffé, et alors quoique l'élasticité du gaz soit augmentée, la diminution de la cohésion du corps solide balance le désavantage, et l'union chimique a lieu entre les deux corps.

Telles sont les circonstances les plus importantes qui modifient l'action de l'affinité chimique. Nous avons donné des exemples suffisans de leur influence, pour prouver que dans tous les cas de combinaison et de décomposition, nous ne devons pas considérer abstractivement la force de l'affinité, mais que nous devons aussi avoir égard à l'action des autres pouvoirs, comme la *cohésion*, la *quantité*, l'*insolubilité*, l'*élasticité*, l'*efflorescence* et la *température*. Berthollet s'est efforcé d'expliquer, par l'action de ces pouvoirs extérieurs, certains faits que l'on ne comprend pas facilement par d'autres

principes. Parmi eux, les plus importans sont, 1°. l'établissement des proportions dans les composés chimiques, et 2°. la modification produite dans les affinités des corps par l'union chimique.

« 1. Indépendamment de ces forces étrangères, Berthollet imagine qu'il n'y a pas de limites à la combinaison, ou que deux corps qui ne sont susceptibles d'union que dans une seule ou dans peu de proportions, peuvent, si ces forces sont annihilées, s'unir en plusieurs. Les causes qu'il a assignées comme influant principalement sur les proportions, sont la cohésion et l'élasticité. Pour citer un des cas les plus simples, la proportion dans laquelle un sel peut se combiner avec l'eau, dépend de l'équilibre entre l'affinité chimique des corps pour chaque autre, et de l'attraction de cohésion du sel. Dans ce cas la cohésion est le pouvoir limitant. L'expérience suivante peut servir pour exemple de l'influence de ces forces, quand des affinités plus énergiques s'exercent entre les élémens; si nous ajoutons, à de l'acide sulfurique étendu, de la solution de barite, il se forme un composé consistant en acide sulfurique et barite, qui, instantanément en conséquence de sa grande affinité de cohésion, est éloigné du contact de l'acide excédant, et dans des proportions toujours égales.

On peut également donner pour exemple de l'action de l'élasticité limitant les proportions, la combinaison de l'hydrogène et de l'oxigène: si on enflamme un mélange de ces deux gaz, le nouveau composé *eau* se sépare immédiatement des ingrédiens en excès, à cause de sa pesanteur plus grande. Dans d'autres cas, les bases des substances aériformes se combinent en diverses pro-

portions; et dans ces exemples, il y a plusieurs termes de plus grande condensation, comme dans le cas de l'oxigène et du nitrogène.

2. Un autre point important de la théorie de Berthollet, est que dans la combinaison ce ne sont pas des affinités nouvelles qui s'exercent, mais bien celles des corps constituans, dont l'action dans leur état séparé étoit contrariée par la supériorité de forces opposées. Par la combinaison, ces forces sont tellement affoiblies, que les affinités des constituants sont alors susceptibles de s'exercer.

Berthollet appelle *affinités résultantes*, l'action de différentes affinités existant dans un composé; et il nomme *affinités élémentaires*, les affinités individuelles des composans. Ainsi l'acide nitrique agit sur la potasse par l'affinité résultant de celles de l'oxigène et de l'azote pour la potasse; et comme toute affinité est mutuelle, le terme d'*affinité résultante* est aussi appliqué à la force par laquelle un corps simple agit sur un composé, à l'affinité, par exemple, qu'un corps simple peut exercer sur l'acide nitrique. Un corps simple peut donc agir sur un composé avec une affinité élémentaire et résultante; si l'affinité élémentaire prévaut, il s'unira seulement avec un des principes du composé, comme quand un corps simple par son affinité pour l'oxigène, décompose l'acide nitrique et dégage le nitrogène; si l'affinité résultante est prédominante, le corps simple s'unira avec tout le composé, sans produire aucune désunion de ses élémens.

On peut conclure d'après cela, que nous ne pouvons, dans aucun cas, nier l'existence de l'affinité entre deux corps, quoiqu'ils ne se combinent pas quand on les pré-

sente l'un à l'autre; car l'affinité peut exister, mais être enchaînée par la supériorité de forces opposées. D'après la doctrine de Berthollet, l'affinité est une force exercée par chaque corps sur chaque autre corps, même quoiqu'elle ne s'exécute pas avec des effets apparens. D'après ce principe, nous pourrons expliquer certains phénomènes qui sont entièrement inintelligibles par tout autre, et principalement par ce qu'on a appelé *affinité disposante*. Par exemple, l'action du sulfure de potasse sur l'oxigène, a été attribuée à l'affinité disposante de l'acide sulfurique pour la potasse : c'est donner une affinité à un composé avant qu'il existe ; il est bien plus probable que cet effet vient de la diminution de la cohésion du soufre, et que l'affinité de la potasse pour l'oxigène, a quelque part à produire la combinaison. Cette explication ne peut pas conduire aux absurdités qu'entraîne la théorie des affinités disposantes.

Car à la théorie qui tend à prouver que l'affinité chimique a une tendance à unir des corps dans des proportions illimitées, M. Dalton (1) a proposé depuis peu une hypothèse qui semble plus conforme à la simplicité générale de la nature : quand deux corps s'unissent pour former un nouveau composé, il regarde comme prouvé, à moins qu'on ne puisse donner quelque raison suffisante du contraire, que les dernières particules ou atomes de l'un s'unissent aux dernières particules ou atomes de l'autre. Dans ce cas un atome d'oxigène uni avec un

(1) *New System of chemical philosophy*, in-8°. *London*, 1808. Je m'occupe en cet instant de traduire cet ouvrage de M. Dalton.

(*Note du traducteur.*)

atome d'hydrogène, forme l'eau, et un atome d'hydrogène combiné avec un atome de nitrogène, constitue l'ammoniaque ; quand on peut obtenir seulement un composé de deux élemens, il présume, à moins que le contraire ne puisse être prouvé, que la combinaison est semblable à celle que nous avons décrite, et qu'il appelle *binaire ;* mais si on peut obtenir plusieurs composés des mêmes élémens, il suppose qu'ils se combinent en proportions qui sont exprimées par un multiple simple du nombre des atomes. La table suivante présente quelques-unes de ces combinaisons.

1 atome de *A* + 1 atome de *B* = 1 atome de *C* binaire.
1 atome de *A* + 2 atomes de *B* = 1 atome de *D* ternaire.
2 atomes de *A* + 1 atome de *B* = 1 atome de *E* ternaire.
1 atome de *A* + 3 atomes de *B* = 1 atome de *F* quaternaire.
3 atomes de *A* + 1 atome de *B* = 1 atome de *G* quaternaire.

etc., etc.

M. Dalton n'a pas seulement appliqué cette théorie aux combinaisons des corps généralement regardés comme simples ; mais il l'a étendue à celles qui ont lieu entre des corps simples et des corps composés, ou entre des composés et d'autres composés. Ainsi les sels neutres qui résultent de la combinaison de la même base avec différentes proportions d'acide, ont été compris dans cette même loi. Si, par exemple, un sel neutre consiste en un atome de base uni à un atome d'acide, le sel suracide sera formé d'un atome de base uni à deux atomes d'acide. Cette doctrine, il faut l'avouer, ne peut être regardée maintenant que comme une hypothèse ; mais c'est une hy-

pothèse, fruit de laborieuses recherches, qui a été développée avec une grande sagacité, et qui acquiert chaque jour, par des analogies frappantes, un nouveau degré de probabilité.

SECTION V.

De l'Estimation des forces de l'Affinité.

Les affinités d'un corps pour les autres corps, n'ont pas toujours le même degré de force : c'est tout ce que l'état présent de nos connoissances nous autorise à affirmer; mais nous ignorons de combien l'affinité d'un corps pour un autre est supérieure à celle d'un troisième. La détermination des forces précises de l'affinité seroit un point bien important pour la philosophie chimique, si ces phénomènes étoient réduits au calcul, car on pourroit anticiper sur le résultat de l'expérience.

L'ordre des décompositions bien observé, ne suffit pas, comme nous l'avons dit ci-dessus, pour nous mettre à même d'assigner l'ordre des forces de l'affinité, parce que dans toutes les décompositions, il y a d'autres forces qui agissent; nous sommes donc obligés de chercher une autre méthode pour résoudre ce problême : plusieurs ont été préposées pour remplir cet objet.

Quand la surface d'un corps est mise en contact avec une autre surface de la même espèce, comme quand deux plaques de plomb sont réunies par la pression de l'une sur l'autre, elles adhèrent par la force de cohésion, parce que leurs particules sont de la même nature; mais quand les surfaces de corps dissimilaires sont ainsi placées dans un contact apparent, on peut supposer que leur adhésion vient de l'affinité chimi-

que, parce que leurs parties sont de nature différente. Guyton a donc proposé comme une mesure de l'affinité chimique, la force comparative avec laquelle différentes surfaces adhèrent entre elles. Ses expériences ont été faites sur des plaques de différens métaux, exactement de la même forme, suspendues par le centre au fléau d'une balance très-sensible; les surfaces inférieures de ces plaques furent mises successivement en contact avec du mercure que l'on changeoit pour chaque expérience, et on observoit le poids qu'il falloit ajouter au côté opposé pour détacher les différens métaux; ceux qui exigèrent les plus grands poids, furent regardés comme ayant la plus grande affinité; et il est remarquable que l'ordre d'affinité déterminé de cette manière, correspond avec celui donné par d'autres méthodes. Le tableau suivant présente le résultat de ses expériences.

	Milligr.
L'or adhère au Mercure avec une force de...	2368,706
L'argent	2278,419
L'étain	2219,998
Le plomb	2108,467
Le bismuth	1975,692
Le zinc	1083,444
Le cuivre	754,162
L'antimoine	669,186
Le fer	610,765
Le cobalt	424,88

On peut faire beaucoup d'objections contre cette méthode; elle est d'une application si limitée, qu'elle ne peut être fort utile; peu de corps, d'ailleurs, possèdent les propriétés nécessaires pour une telle expérience. Com-

ment, par exemple, les affinités des acides pour les alcalis, peuvent-elles être examinées d'après ce principe. On peut douter aussi, dans les cas où elle s'emploie, que l'on puisse mesurer la faculté de combinaison plutôt que la force actuelle d'affinité.

Pour déterminer la force absolue qu'un corps exerce sur un autre, M. Kirwan a proposé d'évaluer la quantité de chacun qui est nécessaire pour produire la neutralisation. Il a donné un grand nombre d'exemples que lui ont fournis ses expériences, et dont quelques-uns sont renfermés dans la table suivante :

100 *Parties d'acide Sulfurique exigent pour leur neutralisation,*		100 *Parties de Potasse exigent,*	
200	parties de barite.	105	part. d'acide carbonique.
138	..... de strontiane.	85	..... nitrique.
121	..... de potasse.	82 $\frac{1}{2}$	..... sulfurique.
78	..... de soude.	56	..... muriatique.
70	..... de chaux.		
57	..... de magnésie.		
26	..... d'ammoniaque.		

En jugeant des affinités du même acide pour différentes bases, M. Kirwan adopte qu'elles sont représentées par les nombres qui indiquent la quantité de chaque base, exigée pour la neutralisation. Ainsi, comme 100 parties d'acide sulfurique en neutralisent 200 de barite et 121 de potasse, l'affinité de la première est supérieure à celle de la seconde dans la proportion de 200 à 121. Cette conclusion correspond avec l'ordre de décomposition, car la barite s'empare de l'acide sulfurique

du sulfate de potasse. Mais si nous examinons les affinités de la potasse comme elles sont représentées dans la 2e. table, nous trouverons que, d'après ce principe, elles sont directement contradictoires au fait. Ainsi l'affinité de l'acide sulfurique y est de beaucoup inférieure à celle de l'acide carbonique, quoique l'on sache pourtant que le premier déplace le dernier de toutes les combinaisons. M. Kirwan étoit donc conduit à la nécessité d'établir une règle précisément opposée pour déterminer les affinités des différens acides pour les mêmes bases, et d'établir qu'elles sont proportionnées *inversement* à l'affinité de saturer les acides. Ainsi l'affinité de l'acide carbonique pour la potasse sera de 82 $\frac{1}{2}$, et celle de l'acide sulfurique de 105. Ceci renferme cependant une contradiction, puisqu'il conclut qu'une plus grande affinité dans quelques cas demande une plus grande quantité de principe saturant comme on l'a vu à l'égard de la barite et de la potasse par rapport à l'acide sulfurique, et que dans d'autres, elle en exige une plus petite, comme pour les acides sulfurique et carbonique par rapport à la potasse.

La neutralisation dépend entièrement de l'affinité chimique, et peut dans tous les cas être proportionnée à cette cause. Il a donc été établi avec les plus grandes probabilités par Berthollet, que la substance qui en neutralise une autre dans la *plus petite proportion*, est celle qui possède l'affinité la plus forte. D'après ce principe, les affinités de l'acide sulfurique pour différentes bases seroient dans un ordre exactement contraire à celui que M. Kirwan a établi par l'observation des décompositions. Ainsi l'ammoniaque aura une plus grande affinité pour l'acide sulfurique, que toutes les substances qui

sont placées au-dessus d'elle dans la table, quoiqu'elle soit séparée par chacune de celles-ci de ses combinaisons avec les acides.

C'est dans les forces étrangères qui ont été énumérées comme influant sur l'Affinité chimique, et principalement dans la cohésion et l'élasticité, que nous devons chercher une explication de ces anomalies apparentes. L'élasticité de l'ammoniaque, par exemple, favorise l'action de la magnésie, de la chaux, etc. Il y a cependant une difficulté dans l'application de cette théorie; car, comme l'élasticité de l'ammoniaque est supprimée par sa combinaison avec l'acide sulfurique, on peut demander comment une affinité inférieure peut occasionner le premier commencement de décomposition. Il est possible peut-être de lever cette difficulté, si nous admettons que l'affinité des dernières portions d'ammoniaque qui produisent la saturation, est inférieure à celle de la chaux, qui, étant dans un état d'isolement, agit sur l'acide sulfurique avec toute la force de son affinité première. La décomposition se continue alors, parce que l'ammoniaque étant déplacé de sa sphère d'activité, ne présente pas d'obstacle par sa quantité.

On peut donc admettre que le problème de la détermination des forces absolues de l'affinité, peut à peine être résolu; nous ne serons capables de prévoir l'ordre de décomposition, que lorsque les forces modifiantes telles que la cohésion, l'élasticité, etc., pourront être soumises à une mesure précise. Jusques-là les résultats de la Chimie ne peuvent dans aucun cas être obtenus par calcul, mais la science reste formée d'un

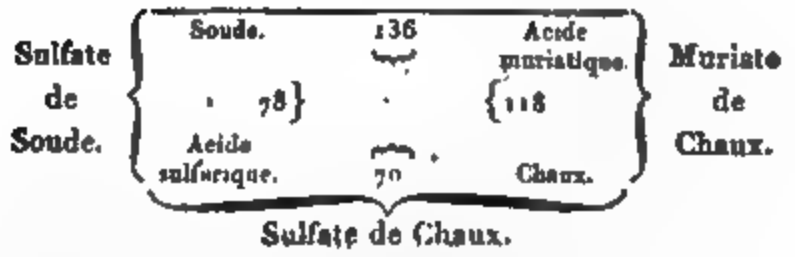
assemblage de principes généraux dérivés de l'expérience et de l'induction.

SECTION VI.

De l'Affinité complexe.

Berthollet comprend sous le nom général d'*Affinité complexe*, ce qu'on a considéré jusqu'à présent comme produit par l'action de quatre affinités, et appelé communément *Affinité élective double*. Il arrive souvent qu'un composé de deux principes ne peut être détruit par un troisième ou un quatrième corps appliqués séparément; mais si le troisième et le quatrième corps sont combinés et placés ensuite en contact avec le premier composé, il se fait une décomposition ou un changement de principes. Ainsi, quand on verse de l'eau de chaux dans une solution de sulfate de soude, il ne se fait pas de décomposition, parce que l'acide sulfurique attire la soude beaucoup plus fortement que la chaux. Si on ajoute de l'acide muriatique au même composé, les principes restent dans le même état, parce que l'acide sulfurique attire la soude plus fortement que ne le fait l'acide muriatique; mais si on ajoute au sulfate de soude la chaux et l'acide muriatique préalablement combinés, il s'effectue une double décomposition.

La chaux quittant l'acide muriatique s'unit avec l'acide sulfurique, tandis que la soude séparée de l'acide sulfurique se combine à l'acide muriatique. Ces décompositions seront plus intelligibles par la formule suivante imaginée par Bergmann.



Au dehors des accolades verticales sont placés les composés primitifs, et au-dessus et au-dessous du dessin, les nouveaux composés. La ligne supérieure étant droite indique que le muriate de soude reste en solution, et la tête de l'accolade inférieure étant dirigée en bas, montre que le sulfate de chaux se précipite.

Dans tous les cas semblables à celui-ci, M. Kirwan conçoit que l'on peut tracer l'opération de deux séries distinctes d'affinité. Les affinités tendant à préserver les composés originaires (et qui, dans l'exemple précédent, sont celles entre l'acide sulfurique et la soude, et entre l'acide muriatique et la chaux) ont été appelées par lui *Affinités quiescentes*, parce qu'elles résistent aux changemens de composition. D'autre part, il appelle *Affinités divellentes*, celles qui tendent à désunir le composé originaire ou à en produire de nouveaux, comme celles qui s'exercent entre l'acide muriatique et la soude, et entre l'acide sulfurique et la chaux. Dans le cas où il se produit un changement, les affinités divellentes deviennent nécessairement supérieures aux affinités quiescentes. Maintenant, en prenant les nombres dans les tables de M. Kirwan, pour exprimer exactement les forces des affinités, nous expliquerons facilement le double échange de principes qui arrive dans le cas précédent. Ainsi les affinités quiescentes sont :

Celle de la Chaux pour l'acide muriatique = 118
de la Soude pour l'acide sulfurique = 78
196

Les affinités divellentes opposées à celles-ci consistent en

L'affinité de la Soude pour l'acide muriatique = 136
celle de la Chaux pour l'acide sulfurique = 70
206

Le composé primitif présente une force équivalente à 196, et la tendance à produire de nouveaux composés est représentée par le nombre 206. Les affinités divellentes sont donc prédominantes.

Cependant la théorie des affinités quiescentes et divellentes, quoique très-attrayante à cause de la simplicité et de la facilité avec laquelle elle explique certains phénomènes, est entièrement défectueuse dans l'explication de quelques autres. Par exemple, le sulfate de potasse est décomposé par le muriate de barite. En estimant de la manière précédente les affinités quiescentes et divellentes, il ne devroit pas se faire de décomposition. Les affinités tendant à préserver le composé originaire, sont : celle de l'acide sulfurique pour la potasse = 121, et celle de l'acide muriatique pour la barite = 314. Les affinités divellentes sont : celle de l'acide muriatique pour la potasse = 177 + celle de l'acide sulfurique pour la barite = 200. Les affinités quiescentes sont donc comme 121 + 314 = 435, et les affinités divellentes 177 + 200 = 377. Il y a un excédant de 38 en faveur des affinités quiescentes, et cependant

la décomposition a lieu quand ces deux composés sont mis en contact.

Il faut donc reconnoître que les nombres assignés par M. Kirwan ne correspondent pas aux forces actuelles de l'affinité; mais même, si on les prend d'après les principes établis par Berthollet, on ne les trouve pas toujours applicables. La raison en est que les phénomènes produits par l'affinité complexe, comme ceux occasionnés par l'affinité simple, sont fortement influencés par des forces étrangères, telles que la cohésion, la quantité, l'élasticité, la température, etc. On connoît par le fait que la quantité influe beaucoup, et que quand on mêle deux sels en certaines proportions, la décomposition a lieu, ce qui n'arrive pas dans d'autres proportions. Ainsi, en mêlant des solutions de deux parties de muriate de chaux et d'une de nitrate de potasse, nous obtenons du muriate de potasse, ce qui n'arrive pas avec des poids égaux des deux sels. L'insolubilité ou la précipitation ont aussi une grande influence sur le résultat. Quand ces causes existent, l'influence de la quantité se trouve détruite, comme dans le cas du sulfate de potasse et du muriate de barite. L'élasticité et un accroissement de température qui agit en augmentant cette propriété, ont aussi une influence remarquable, en excitant l'action des affinités complexes. Ainsi, de quatre principes, dont deux sont volatils et deux fixes, les deux qui sont volatils sont disposés à s'unir ensemble préférablement à l'un de ceux qui sont fixes. De là le phénomène de la décomposition complexe concourt, avec ceux d'une nature plus simple, à prouver que l'affinité n'est pas une force uniforme, mais qu'elle se trouve fortement influencée par diverses circonstances mo-

difiantes, et que nous ne pouvons nous flatter d'arriver à un résultat certain, en prenant pour base les expressions numériques des affinités divellentes et quiescentes.

Un grand obstacle à la construction de tables capables de représenter les forces de l'affinité, est la difficulté de connoître avec précision la quantité des corps nécessaires à la neutralisation. Malgré tout le soin employé par M. Kirwan, des erreurs considérables paroissent s'être glissées dans les résultats de ses expériences. On l'aperçoit facilement quand on les soumet à une épreuve fort ingénieuse proposée par M. Guyton. On sait qu'il s'opère une décomposition entre deux sels qu'on mêle en solution, et que le mélange reste neutre; la quantité d'acide qui a quitté l'une des bases est exactement équivalente à la saturation de l'autre base aussi abandonnée par son acide. Si, par exemple, nous mêlons du muriate de magnésie et du sulfate de soude, le mélange continue d'être neutre, et il s'ensuit de là que l'acide muriatique qui quitte la magnésie est exactement égal à la neutralisation de la soude que l'acide sulfurique a abandonnée. Mais par un calcul fondé sur la proportion des ingrédiens des sels établis par M. Kirwan, il paroît que la soude séparée de l'acide sulfurique n'est pas suffisante à la saturation de l'acide muriatique : le mélange devroit donc être acide; et comme cela est contraire au fait, nous pouvons en conclure avec sûreté qu'il y a une erreur dans l'estimation des ingrédiens qui composent ces sels, et par conséquent les tables ne peuvent pas être correctes, si elles ne supportent pas l'essai de ce mode de vérification. M. Fischer a calculé une table d'après les expériences de Richter; mais cette table même semble, sous plusieurs points, peut être taxée d'in-

exactitude. J'ai pensé cependant devoir placer ces tables parmi celles qui composent l'appendice.

SECTION VII.

Expériences sur l'Affinité chimique, la Solution, etc.

Pour ces expériences, on a besoin de quelques petites bouteilles à vin, ou plutôt de verres à bière très-profonds, et d'une *bouteille de Florence* (1), pour faire les solutions.

I. *Quelques corps n'ont pas d'affinité l'un pour l'autre.*

L'huile et l'eau, le mercure et l'eau, la craie en poudre et l'eau ne se combinent pas quand on les agite ensemble dans une fiole; l'huile et l'eau s'élèvent toujours à la surface, et le mercure et la craie gagnent constamment le fond.

II. *Exemples de l'Affinité chimique et de son effet le plus simple, c'est-à-dire, la Solution.*

Le sucre et le sel commun disparoissent ou se dissolvent dans l'eau; la chaux se dissout dans l'acide muriatique (2). On dit donc que le sucre et le sel sont

---

(1) Les *Bouteilles de Florence* sont de verre blanc, très-minces, avec un long col, et leur fond est sphérique : elles sont communes en Italie, en Angleterre et dans le midi de la France, où l'on s'en sert pour mettre de l'huile et du vin. (*Note du trad.*)

(2) J'omets à dessein la distinction entre la solution et la dissolution.

solubles dans l'eau, et la chaux dans l'acide muriatique. Le liquide dans lequel le solide disparoît est appelé *Dissolvant*. La craie et le sable, au contraire, mêlés avec l'eau par agitation, restent toujours dans le même état. De là on dit qu'ils sont insolubles.

III. *Influence de la Division mécanique en aidant l'action de l'Affinité chimique, ou en favorisant la solution.*

Des morceaux de craie et de marbre se dissolvent plus lentement dans de l'acide muriatique étendu, que des poids égaux des mêmes corps en poudre. Le muriate de chaux ou le nitrate d'ammoniaque, jetés dans l'eau après leur liquéfaction par la chaleur, sont dissous lentement, mais ils le sont avec une grande rapidité quand ils sont à l'état de poudre ou de cristaux. Quand on plonge un morceau de fluate de chaux du Derbyshire dans de l'acide sulfurique concentré, à peine une action entre ces deux substances a-t-elle lieu; mais si on mêle la pierre en poudre avec l'acide, une violente action se manifeste par un fort dégagement d'acide fluorique en vapeurs. Dans les arts appliqués aux besoins de la vie, la rapure ou la pulvérisation du bois et d'autres substances sont des exemples familiers.

IV. *Les liquides chauds*, généralement parlant, *ont un pouvoir dissolvant plus considérable que ceux qui sont froids.*

A 100 centimètres cubes d'eau à la température de l'atmosphère, ajoutez 300 grammes de sulfate de soude en poudre, une partie du sel seulement se dissoudra, même après avoir été agitée quelque temps. Appliquez

la chaleur, et tout le sel disparoîtra. Quand la liqueur refroidira, une partie du sel se séparera sous la forme régulière ou en cristaux. Cette dernière expérience présente un exemple de cristallisation.

Il y a cependant plusieurs exceptions à cette loi, car quelques sels parmi lesquels est le muriate de soude ou sel commun sont également ou à peu près également solubles dans l'eau froide et dans l'eau chaude. (*Voyez dans l'Appendice les tables de solubilité des sels dans l'eau*). De là une solution chaude et saturée de muriate de soude ne peut, comme celle du sulfate, déposer des cristaux par le refroidissement. Pour obtenir des cristaux de ce muriate, et d'autres sels qui suivent la même loi de solubilité, il est nécessaire d'évaporer une portion de l'eau, et le sel se dépose même quand la liqueur reste chaude. En général, moins le refroidissement ou l'évaporation s'opèrent rapidement, plus les solutions salines donnent de grands cristaux et sous la forme la plus régulière.

V. *La solution produit une véritable division des corps.*

Dissolvez deux grammes de sulfate de fer dans un litre d'eau, et ajoutez quelques gouttes de cette solution dans une bouteille remplie d'eau, dans laquelle vous verserez quelques gouttes de teinture de noix de galle, l'infusion étendue de cette substance prendra aussitôt une couleur pourpre; cela prouve que chaque goute du litre d'eau dans laquelle le sulfate de fer est dissous, contient une quantité notable de ce sel.

VI. *Quelques corps se dissolvent beaucoup plus promptement et en plus plus grande quantité que d'autres.*

Ainsi 100 grammes d'eau distillée dissoudront la moitié de leur poids de sulfate d'ammoniaque, un tiers de sulfate de soude, un sixième de sulfate de potasse, et seulement un neufcentième de sulfate de chaux.

VII. *L'agitation facilite la solution.*

Dans une bouteille remplie d'eau teinte en bleu avec l'infusion de *litmus* (1), jetez un petit morceau d'acide tartarique solide : l'acide, s'il reste en repos, même après quelques minutes, aura seulement changé en rouge la portion d'infusion qui est immédiatement en contact avec lui. Agitez la liqueur, et toute l'infusion deviendra rouge immédiatement.

VIII. *Deux corps n'agissent pas l'un sur l'autre, à moins que l'un des deux ou tous les deux ne soient liquides.*

1. Mêlez un peu d'acide tartarique sec, ou préférablement d'acide citrique avec du carbonate de potasse sec, il n'y aura pas de combinaison ; mais si on ajoute de l'eau, en agissant comme dissolvant, elle excitera l'union de l'acide avec l'alcali, ce dont on s'apercevra par la vive effervescence qui aura lieu.

(1) Le *Litmus* ou *Lakmus* est une teinture de l'*Heliotropium*, dans laquelle on plonge des morceaux de papier, dont on se sert ensuite pour reconnoître la présence des acides et des alcalis.
(*Note du traducteur.*)

2. Etendez sur une lame d'étain, une couche mince de nitrate de cuivre sec (1), et enveloppez-le, il ne se produira aucun effet; mais déployez la feuille d'étain, et humectez le nitrate de cuivre avec la plus petite quantité d'eau possible. Reployez le plus promptement que vous pourrez la feuille d'étain en pressant exactement sur les côtés, il se produira une vive chaleur avec une fumée intense; et si l'expérience a été bien conduite, il se dégagera même de la lumière. On voit d'après cela que le nitrate de cuivre n'a pas d'action sur l'étain, si ce n'est dans l'état de solution.

IX. *Les corps, même dans un état de solution, n'agissent l'un sur l'autre qu'à des distances imperceptibles.*

En d'autres termes, la contiguité est essentielle pour l'exercice de l'Affinité chimique; ainsi quand deux fluides d'une pesanteur spécifique différente, et qui ont une grande affinité l'un pour l'autre, sont séparés par une couche mince d'un troisième qui n'exerce pas d'action marquée sur l'un ni l'autre, il n'y a pas de combinaison entre la couche inférieure et la couche supérieure. Dans une jarre de verre ou dans un verre à bière profond, mettez 30 grammes de solution de carbonate de potasse contenant 7 grammes de sel de tartre commun; intro-

(1) Pour préparer le nitrate de cuivre, dissolvez de la limaille ou des tournures de ce métal dans un mélange d'une partie d'acide nitreux, et trois parties d'eau. Décantez la liqueur quand elle a cessé d'émettre des fumées blanches et évaporez à siccité dans une capsule de cuivre ou de terre. La masse sèche doit être gardée dans une bouteille.

duisez dessus avec soin 15 grammes d'eau contenant en solution 3 grammes de sel commun, et dessus ces couches, 62 grammes d'acide sulfurique concentré, délayé avec son poids d'eau, et refroidi; les deux liquides ainsi séparés resteront distincts et sans action l'un sur l'autre; mais en agitant le mélange, une violente effervescence aura lieu, en conséquence de l'action de l'acide sulfurique sur la potasse.

L'introduction d'un second et d'un troisième liquides au-dessus du premier, peut se faire en emplissant la pipette, du liquide qui doit être employé (*Fig.* 15, *Pl.* Iere.). On aspire avec la bouche, et on met le doigt sur l'ouverture supérieure du tube; le bout inférieur de l'instrument étant placé au fond du vase, (si le second liquide est plus pesant que le premier), ou à la surface du premier (s'il est plus léger), on enlève le doigt, et le liquide descend dans le vase, sans se mêler avec la couche supérieure.

X. *Deux corps qui n'ont pas d'affinité l'un pour l'autre, s'unissent par l'intermède d'un troisième.*

Ainsi l'huile et l'eau, qui dans l'expérience I, n'ont pu se mêler ensemble par l'agitation, s'unissent immédiatement en y ajoutant une solution de potasse caustique. L'alcali, dans ce cas, agit comme intermède. Le fait peut être expliqué en disant que l'alcali et l'huile forment dans le premier instant un composé qui est soluble dans l'eau.

XI. *Exemple de saturation et de neutralisation.*

L'eau, après avoir pris autant de sel commun qu'elle peut en dissoudre, est dite *saturée* de ce sel. L'acide muriatique, quand il a cessé d'agir sur la chaux, est dit *neutralisé.*

XII. *Les propriétés caractéristiques des corps, quand ils sont séparés, sont détruites par la combinaison chimique, et le composé offre des propriétés nouvelles.*

Ainsi l'acide muriatique et la chaux, qui dans un état séparé, ont chacun une saveur si corrosive, la perdent entièrement quand ils se saturent mutuellement : ce composé est entièrement soluble, quoique la chaux elle-même se dissolve difficilement. L'acide ne rougit plus le sirop de violette, et la chaux ne change plus cette couleur en vert comme auparavant. Le composé résultant ou le muriate de chaux présente des propriétés nouvelles; il a une saveur amère très-forte, il est susceptible de prendre la forme cristalline, et ses cristaux, mêlés avec de la neige ou de la glace, produisent un degré de froid suffisant pour geler le mercure.

XIII. *Exemple d'Affinité élective simple.*

1. Ajoutez à la combinaison d'huile et d'alcali, formée dans l'expérience X, une petite quantité d'acide sulfurique étendu, l'acide s'emparera de l'alcali, et mettra en liberté l'huile, qui nagera à la surface. Dans ce cas, l'affinité de l'acide pour l'alcali est plus grande que celle de l'alcali pour l'huile.

2. A une solution étendue de muriate de chaux (préparée dans l'expérience II), ajoutez une petite quantité de solution de potasse pure, la potasse s'emparera de l'acide muriatique, et la chaux tombera au fond, ou sera précipitée.

XIV. *Dans quelques cas, en comparant les affinités de deux corps pour un troisième, l'affinité moindre dans un des corps soumis à la comparaison, se trouvera compensée en en augmentant la quantité.*

Il n'est pas aisé d'offrir un exemple clair et non équivoque de cette loi, et il est bon de la soumettre à l'épreuve de l'expérience. Cependant l'exemple suivant l'éclaircira suffisamment. Mêlez ensemble dans un mortier une partie de muriate de soude (sel commun) avec une demi-partie d'oxide rouge de plomb (litharge ou plomb rouge), et ajoutez assez d'eau pour former une pâte molle. En examinant le mélange après vingt-quatre heures, vous trouverez que l'oxide rouge de plomb n'a pas enlevé l'acide muriatique à la soude, car la saveur forte de l'alcali ne deviendra pas sensible. En augmentant le poids de l'oxide de plomb à trois ou quatre fois plus que le sel, et après le même intervalle, le mélange présentera par sa saveur des marques de soude non combinée : cela prouve que la plus grande quantité d'oxide a enlevé une portion considérable d'acide à la soude, quoique cet oxide ait pour l'acide une affinité moindre que la soude.

XV. *Exemple d'Affinité élective double.*

Dans une solution aqueuse de sulfate de zinc, plongez une feuille de plomb mince, le plomb restera sans

altération, ainsi que le sulfate de zinc, parce que le zinc attire l'acide sulfurique plus fortement que le plomb; mais au contraire mêlez une solution d'acétate de plomb avec une de sulfate de zinc, le plomb s'emparera de l'acide sulfurique, tandis que le zinc se dissoudra dans l'acide acétique. Le sulfate de plomb étant insoluble tombera au fond à l'état d'une poudre blanche, mais l'acétate de zinc restera en solution. Le changement qui a lieu dans cette expérience peut être bien entendu par la figure suivante :

Acétate de Zinc.

Sulfate de Zinc. { Zinc. Acide acétique. Eau à 15°. Acide sulfurique. Plomb. } Acétate de Plomb.

Sulfate de Plomb.

Les accolades verticales renferment les composés primitifs, c'est-à-dire, le sulfate de zinc et l'acétate de plomb; la ligne du haut et l'accolade horizontale tournée en bas, les nouveaux composés, c'est-à-dire, l'acétate de zinc et le sulfate de plomb. Par la ligne droite horizontale supérieure, on marque que l'acétate de zinc reste en solution, et la pointe de l'accolade horizontale étant dirigée en bas, exprime que le sulfate de plomb tombe au fond, ou est précipité.

CHAPITRE III.

Sur la Chaleur ou le Calorique.

SECTION Ire.

Observations générales sur la Chaleur.

Quand nous appliquons la main sur un corps qui est plus chaud qu'elle, nous éprouvons un sentiment particulier appellé *Sensation de la Chaleur;* en même temps nous observons dans presque tous les corps qui sont placés dans la même situation que la main, plusieurs effets, dont le plus remarquable est l'augmentation de leurs dimensions. Ces circonstances, à peu d'exceptions près, s'accompagnent si constamment les unes et les autres, que nous devons peu hésiter à les rapporter à une seule et même cause. Nous n'avons pas une connoissance satisfaisante de la nature de ces causes, et nous ne pouvons pas démontrer qu'elles consistent dans une propriété générale des corps, ou qu'elles résident dans une espèce distincte et particulière. Cependant l'opinion qui explique le mieux ces phénomènes, est celle qui les attribue à un fluide extrêmement subtil, ou d'une nature si déliée qu'il est susceptible de s'insinuer entre les molécules des corps les plus durs et les plus solides. Le nom de *chaleur* a d'abord été donné à ce fluide, ainsi qu'à la sensation qu'il excite; mais c'étoit improprement, puisque ce nom faisoit confondre sous la même dénomination deux choses aussi distinctes que la sensation et sa cause; et le terme de

Calorique proposé d'abord par Lavoisier, est généralement adopté maintenant pour exprimer la cause de la chaleur. On emploie cependant quelquefois, pour éviter la répétition fréquente des mêmes termes, le mot *Chaleur* dans un sens plus étendu, pour exprimer non seulement la sensation qu'il dénote ordinairement, mais aussi pour quelques modifications du calorique.

Le calorique, par rapport à son action chimique, peut être considéré sous deux points de vue : comme agissant en sens inverse de l'attraction de cohésion des corps, et comme opposé à cette force en accroissant l'élasticité. En éloignant les parties d'un solide à une grande distance les unes des autres, leur attraction de cohésion est diminuée, et l'un des principaux obstacles à leur union avec d'autres corps, est détruit; d'un autre côté, le calorique peut être disséminé dans les corps en quantité telle, que non seulement il détruise leur cohésion, mais même qu'il place leurs parties au-delà de leur sphère d'activité chimique. Ainsi, dans la classe des substances appelées *gaz*, l'ingrédient pondérable, soit solide, soit liquide, est dissous dans une si grande quantité de calorique, que pour les propriétés mécaniques, et principalement par leur élasticité permanente, ces corps ressemblent à l'air de notre atmosphère. Différens corps de cette classe ne peuvent, en général, s'unir par le simple mélange; mais si, de deux gaz, nous employons l'un ou l'autre dans un état de grande condensation, ou que nous comprimions leurs parties les unes près des autres, par quelque moyen, la matière gravitante de chacun s'unit et forme un nouveau composé. Ainsi, les gaz hydrogène et oxigène restent ensemble dans un état de mélange pendant long-temps, sans se combiner; mais

si, par une pression mécanique, nous forçons leurs parties à se rapprocher, ils s'unissent et forment l'eau. Dans quelques cas aussi, quand deux corps sont combinés ensemble, que l'un est fixe et que l'autre devient élastique par son union avec le calorique, nous pouvons facilement, par l'interméde de ce moyen, effectuer leur désunion : ainsi le carbonate de chaux perd son acide carbonique par l'application de la chaleur.

Nous pouvons donc considérer tous les corps de la nature comme soumis à l'action de deux forces opposées, l'attraction mutuelle de leurs parties d'un côté, et le pouvoir répulsif du calorique de l'autre; et les corps existent à l'état de solides, de liquides ou de gaz, selon que l'une ou l'autre de ces forces prévaut. Quand l'eau perd son calorique, sa cohésion est tellement augmentée, que ce liquide prend la forme solide ou de glace; en chauffant celle-ci nous diminuons sa cohésion, elle redevient fluide; enfin, par une addition de chaleur plus forte, nous changeons l'eau en vapeur, et le calorique lui donne une élasticité si grande, qu'il la rend capable de briser les vases les plus solides. Dans quelques liquides, la tendance à l'élasticité est telle, qu'ils passent à l'état gazeux par le simple changement du poids de l'atmosphère.

Le calorique, comme tous les autres corps, peut exister dans deux états différens, à l'état de liberté ou à celui de combinaison, ou dans un état à-peu-près semblable. Dans le premier cas, il est capable d'exciter la sensation de la chaleur et de produire l'expansion dans d'autres corps. On a appliqué à ces modifications, les termes de *Calorique libre et non combiné, et de Calorique de température.* Par le terme de température, nous exprimons

l'état du corps relativement à son pouvoir d'exciter la sensation de la chaleur, et d'occasionner l'expansion, effet qui, probablement, a lieu en proportion de la quantité du calorique libre dans un espace donné, ou dans une quantité donnée de matière. Ainsi, ce que nous appelons une température élevée, peut être attribué à la présence d'une grande quantité de calorique libre; et une température basse, à celle d'une petite quantité. Nous sommes cependant très-ignorans sur les extrêmes de la température, et on peut la comparer à une chaîne dont quelques points du milieu se trouvent soumis à nos observations.

Le degré d'expansion produit par le calorique, comme on le verra par la suite, gardant une proportion avec sa quantité, nous présente un moyen de connoître le dernier avec assez d'exactitude. Nos sens sont extrêmement imparfaits pour estimer la température, car nous comparons nos sensations de chaleur, non avec un point fixe ou uniforme, mais avec les sensations dont nous avons fait l'expérience immédiatement avant. La même portion d'eau échauffera la main qui a été en contact avec la glace, et refroidira celle qui a été échauffée près du feu. Il faut donc, pour avoir une notion précise de la température, que nous examinions le degré d'expansion produit dans quelques-uns des corps que l'on est convenu de prendre pour étalon de comparaison. L'étalon le plus ordinairement employé, est une quantité de vif-argent contenue dans une boule de verre, qui se termine en un tube long et étroit. Cet instrument, appelé *thermomètre*, est de l'usage le plus important, en acquérant et rappelant à nos connoissances les propriétés et les lois du calorique : cependant le

thermomètre, ainsi qu'il est facile de le concevoir, ne mesure la quantité du calorique qu'en déterminant exactement un de ses principaux effets ; et alors, il s'arrête entre des limites certaines comme l'hygromètre, quand on le considère comme un moyen de déterminer l'humidité de l'atmosphère. Il faut rappeler ici que ce dernier instrument est composé de quelque substance (comme un cheveu), qui s'allonge dans une atmosphère humide et se contracte quand il est sec, et dans un degré proportionné à l'humidité ou à la sécheresse. Mais l'hygromètre ne peut indiquer le degré d'humidité qu'entre certains points qui forment les extrémités de son échelle, et il ne peut servir pour mesurer la quantité absolue de vapeur aqueuse dans l'air.

En expliquant les propriétés et les lois du calorique qui nous ont été indiquées par le moyen du thermomètre, il nous paroît qu'une division naturelle du sujet est de décrire, 1°. les effets que produit le calorique, sans perdre sa propriété d'exciter la sensation de la chaleur et d'occasionner l'expansion ; et 2°. les cas dans lesquelles ses propriétés caractéristiques sont détruites, et où il cesse d'être sensible et d'être indiqué par le thermomètre.

L'expansion ou la dilatation des corps, est, comme on le verra, l'effet à peu près universel d'un accroissement de température. Cependant la même température ne produit pas dans tous les corps la même dilatation. Les liquides se dilatent plus que les solides, et les substances aériformes, plus que les autres corps : l'expansion dans les solides ou les fluides, n'a pas lieu en progression géométrique de l'addition de quantités sem-

blables de chaleur ; car, généralement parlant, la progression de la dilatation est plus grande dans les degrés élevés, que dans les basses températures. L'explication de ce fait, est que la force qui s'oppose à l'expansion (c'est-à-dire la cohésion), est diminuée par l'interposition du calorique entre les parties des corps, et par conséquent lorsqu'on ajoute successivement des quantités égales de calorique à un corps, les dernières portions trouvent moins de résistance à leur force expansive, que les premières. Dans les gaz où la cohésion est détruite, des accroissemens égaux de chaleur produisent, au contraire, des augmentations égales de volume.

Une propriété importante du calorique libre, dont la connoissance a été acquise par le moyen du thermomètre, est sa *tendance à l'équilibre*. Quand un boulet de fer chauffé est exposé à l'air libre, le calorique qui y est accumulé se répand au dehors, et sa température est réduite graduellement à celle du milieu environnant. Cela tient à deux causes distinctes : l'air qui entoure immédiatement le boulet, s'empare d'une partie du calorique qui s'échappe ; le volume de l'air étant accru, il devient moins pesant, il monte, et est remplacé par une portion d'air froid plus pesant, qui, à son tour, est dilaté et enlève une seconde quantité de calorique. De là, une portion considérable du calorique, que perd le corps chaud, se répand dans l'air ambiant ; mais le refroidissement ne peut être entièrement expliqué d'après ce principe, car on sait depuis long temps qu'un corps chauffé se refroidit, quoiqu'avec moins de promptitude, dans le récipient vide de la machine pneumatique, et même dans le vide de Toricelli.

En examinant avec attention les phénomènes qui accompagnent le refroidissement des corps, on trouve qu'une partie du calorique qui s'échappe passe au travers de l'atmosphère, avec une promptitude incommensurable. D'après une expérience de M. Pictet, il n'y a pas d'intervalle sensible entre le temps auquel le calorique quitte un corps chaud, et celui auquel il parvient à un thermomètre, distant de 20 mètres; il paroît aussi se mouvoir, avec une égale facilité, dans toutes les directions, et n'être pas arrêté par un fort courant d'air qui le traverse. Il s'ensuit de là, que la propagation du calorique, dans un état de mouvement rapide, ne dépend pas de l'action du milieu au travers duquel il passe. Ainsi que la lumière, il paroît être transmis en rayons parallèles, et est appelé, sous cette modification, *calorique rayonnant.*

La proportion du calorique perdu par un corps chauffé par ces deux différens moyens, peut être reconnue approximativement par l'observation du temps qu'il met à refroidir d'un même nombre de degrés dans l'air ou dans le vide. Des expériences de cette espèce ont conduit le docteur Francklin à s'assurer qu'un corps qui demande cinq minutes dans le vide, se refroidit dans l'air, du même nombre de degrés, en deux minutes. Le comte de Rumford, par des expériences faites dans le vide de Toricelli, donne la proportion de 5 à 3. Il ne sera peut être pas éloigné de la vérité d'établir, en termes généraux, qu'une moitié du calorique perdu par un corps échauffé, s'échappe par rayonnemens, et que le reste est enlevé par l'atmosphère ambiant.

Le rayonnement du calorique paroît dû, en partie, à l'élevation de température du corps échauffé au-dessus du

milieu environnant : de là vient, en partie, qu'un corps chaud perd, durant le refroidissement, des quantités inégales de calorique dans des temps égaux; cette série paroît être à peu près géométrique : ainsi supposant la température d'un corps à 100° au-dessus du milieu environnant.

Dans la 1re. minute il perdra	$\frac{1}{10}$ de sa chaleur	=	90,0.
Dans la 2e.	$\frac{1}{10}$ du reste	=	9,0.
Dans la 3e.	$\frac{1}{10}$ de 10 ou		9.

Le mouvement du calorique rayonnant a lieu seulement dans un espace libre, ou à travers un milieu transparent; mais le calorique est capable aussi de passer au travers des corps denses et opaques, quoique la promptitude de sa marche soit prodigieusement affoiblie. Ainsi, une longue barre de fer chauffée à un bout, devient chaude à l'autre. Cette propriété dans les corps, a été appelée leur *pouvoir conducteur*, et elle existe dans différens corps à différens degrés d'intensité. On ne connoît pas une classe de corps à laquelle elle appartienne exclusivement.

Toutes les propriétés du calorique qui ont été décrites jusqu'à présent, lui appartiennent quand il est à l'état libre ou non combiné; il produit alors la sensation de chaleur et dilate le mercure du thermomètre. Il n'opère pas non plus de changement permanent dans les formes ni les propriétés des corps qui en ont été pénétrés. Une barre de fer, après avoir été dilatée par la chaleur, revient, en refroidissant, au même état où elle étoit auparavant, et reprend toutes ses propriétés premières : dans certains cas, cependant, le calorique est absorbé

par les corps, avec perte de ses propriétés distinctives. Il ne peut plus alors être découvert par nos sens ou par le thermomètre, et il produit des changemens importans et quelquefois permanens, dans les corps dans lesquels il entre.

Ces effets du calorique, dans la production desquels il perd ses propriétés distinctives, peuvent être classés sous deux points de vue généraux.

I. *Tous les corps, en passant d'un état dense à un état plus rare, absorbent du calorique.*

Ainsi les solides, durant la liquéfaction, s'unissent à une quantité de calorique qui cesse d'être sensible à nos yeux ou au thermomètre, ou, comme on l'a dit, qui devient *latent :* de la même manière les solides et les liquides, dans leur conversion en vapeur ou gaz, rendent latent une quantité de calorique qui est essentielle à l'élasticité du nouveau produit. Dans le langage ordinaire, on dit souvent qu'il se produit du froid; mais par la production du froid, on n'entend, en langage scientifique, rien autre chose que le passage du calorique de l'état libre à l'état latent.

II. *Tous les corps, par un accroissement de densité, dégagent ou perdent du calorique qui passe de l'état latent à l'état libre.*

L'exemple le plus simple de cette loi, est l'effet du martellement d'un morceau de métal qui peut être échauffé ainsi très-fortement, quoiqu'il n'éprouve autre chose qu'une augmentation de densité. Les liquides, en devenant solides, ou les gaz, par leur conversion en

liquides, dégagent aussi du calorique, ou produisent un accroissement de température. 300 grammes de vapeurs liquéfiées par la condensation élèveront de 6 degrés 37 kilogrammes d'eau à 10°, tandis que 300 grammes d'eau bouillante ne produiront la même élévation de température que dans 4 kilogrammes. Cet effet est dû à la plus grande quantité de calorique existant dans une livre de vapeurs, que dans une livre d'eau bouillante, quoique la vapeur et l'eau bouillante affectent le thermomètre précisément au même degré.

Une question qui a excité un grand intérêt parmi les savans, est de savoir si le calorique, quand il est absorbé et rendu latent, entre en combinaison chimique, ou est seulement uni de la même manière que la portion de ce fluide qui produit la température des corps. Par exemple, la glace, quand elle se change en eau, forme-telle avec le calorique, une union chimique semblable à celle qui existe entre la potasse et l'acide sulfurique. Telle paroît avoir été l'opinion du docteur Black, qui, découvrit le plus grand nombre des faits qui forment le fondement de la théorie de la chaleur latente. Cependant la ressemblance entre l'union chimique et la disparition du calorique, qui, à la première vue, paroît frappante, se trouve, il faut l'avouer, moins parfaite quand on l'examine de plus près; car le calorique peut quitter ces corps dans lesquels il est entré en perdant ses propriétés particulières, seulement en réduisant leur température, tandis que les combinaisons chimiques ne peuvent être détruites, en général, que par l'intermède d'affinités plus énergiques.

Par opposition à la théorie précédente, il a été bien constaté que l'absorption du calorique par les corps, est une conséquence de ce que l'on appelle *un changement*

de leur capacité. Ainsi on suppose que quand la glace devient eau, sa capacité pour le calorique est augmentée, et l'absorption du calorique est une conséquence de cet accroissement de capacité. Cette théorie est inexacte, parce qu'elle ne peut expliquer la cause du changement de forme que l'on observe par l'accroissement de capacité. Malgré cette objection, j'ai conservé le terme de capacité dans un sens abstrait, pour exprimer le pouvoir par lequel les corps absorbent et rendent latentes différentes quantités de calorique, ou la propriété de prendre plus ou moins de calorique pour élever leur température d'un nombre égal de degrés. L'absorption du calorique est donc toujours proportionnelle à l'accroissement, et son dégagement au décroissement de capacité. La *capacité* pour contenir le calorique, observe le docteur Crawford, et la *quantité absolue* du calorique, se considérant comme une force du sujet sur lequel agit le calorique. Ceci se comprendra mieux de la manière suivante : quand nous parlons de la *capacité*, nous exprimons un pouvoir inhérent au corps chauffé; quand nous parlons du *calorique absolu*, nous voulons indiquer un principe inconnu qui est retenu dans le corps par la possession de ce pouvoir; et quand nous parlons de la *température*, nous considérons le principe également inconnu qui produit certains effets sur le thermomètre.

Comme la *capacité* des corps détermine leur quantité absolue de calorique, il semble raisonnable de conclure que si nous pouvions assigner combien de calorique un corps absorbe ou dégage en changeant de forme, et dans quelle proportion sa capacité est en même temps altérée, nous pourrions en déduire la *quantité absolue*

de chaleur qu'il contient. Mais, comme on le verra par la suite, la chaleur dégagée de l'eau qui se congèle, est égale à 60°, et l'on établit que la capacité de l'eau est à celle de la glace, dans la proportion de 10 à 9; alors l'eau, en se congelant, doit dégager un dixième de son calorique, environ égal à 60°. Dix fois 60° (ou 600°) est donc toute la quantité de calorique dans l'eau, à la température de 0°, et déduisant 60 de 600, nous avons 540° pour le calorique contenu dans la glace elle-même. Cette méthode de résoudre ce problème, nous paroît cependant susceptible de plusieurs objections que nous ferons connoître en temps et lieu, et que nous avons exposées ailleurs avec détail (1).

Nous avons cru nécessaire de faire ces observations générales, dans la vue de rassembler les propositions qui ont rapport au calorique, et les expériences qui les éclaircissent et qui forment le sujet des sections suivantes. Les recherches touchant la chaleur, présentent un champ vaste pour des observations intéressantes, et il auroit été facile d'étendre beaucoup la discussion de sa nature et de ses propriétés; mais dans cet ouvrage, nous n'avons pour objet que de conduire les étudians par des sentiers faciles, à la connoissance des principes qui ont été strictement et rigoureusement déduits de l'expérience.

---

(1) *Manchester's Memoirs*, vol. V, on Magazine Phil.

SECTION II.

Exemple des Effets du calorique libre.

I. *Le Calorique dilate tous les corps.*

L'expansion des *liquides* se démontre par celle du mercure contenu dans la boule d'un thermomètre, ou en plongeant dans de l'eau chaude un matras de verre (*Pl.* Ire, *Fig.* 4) rempli, jusqu'à la marque du col, d'esprit de vin teint avec une substance colorante. L'esprit de vin se dilate aussitôt qu'il est échauffé, et il se répandroit si on ne le refroidissoit pas. Le degré d'expansion produit dans différens liquides par des élévations semblables de température, varie considérablement; ainsi l'eau se dilate beaucoup plus que le mercure, et l'alcool plus que l'eau. Cette différence d'expansibilité est même assez frappante : plongez dans l'eau chauffée à 60°, trois tubes de thermomètre égaux, contenant, l'un du mercure, l'autre de l'eau, et le troisième de l'esprit de vin : l'esprit de vin commencera à s'échapper par l'ouverture du vaisseau, tandis que le mercure sera encore loin de monter dans la boule (Voyez *dans l'Appendice une Table de l'Expansion des liquides*). On démontre l'expansion des *corps aériformes*, en chauffant près du feu une vessie remplie d'air, dont le col est fermé solidement pour empêcher l'air qui y est contenu de s'échapper; la vessie se distendra bientôt entièrement, et pourra même crever, si on continue à augmenter la chaleur. Tous les corps aériformes subissent la même expansion, par la même addition de chaleur, ou $\frac{1}{211}$ de

leur volume pour chaque degré du thermomètre centigrade, entre les points de la glace et de l'eau bouillante. On prouve l'expansion des solides, en chauffant une verge de fer d'une longueur telle qu'elle entre, quand elle est froide, entre deux points, et d'un diamètre à pouvoir passer au travers d'un anneau de fer. Cette verge étant chauffée, deviendra sensiblement plus longue, et ne pourra plus passer au travers de l'anneau. Cette propriété des métaux a été appliquée à la construction d'un instrument pour mesurer la température, et que l'on nomme *pyromètre*(1), on en voit un dessin très-bien fait dans le premier volume des *Conversations chimiques.*

Le degré d'expansion n'est pas uniforme dans tous les solides, et même il diffère considérablement dans les substances de la même classe; ainsi les métaux se dilatent dans l'ordre suivant, le plus expansible étant placé le premier : zinc, plomb, étain, cuivre, bismuth, fer, acier, antimoine, palladium, platine. (Voyez *la Table dans l'Appendice.*)

Tous ces corps reviennent, en refroissant, à leur première dimension.

II. *La construction des Thermomètres fondée sur les principes de l'expansion.*

Le thermomètre est un instrument d'une si grande importance, qu'il est nécessaire d'expliquer la construc-

(1) Voyez les expériences sur le *Pyromètre*, par M. Guyton-Morveau. *Annales de Chimie*, XLVI, 216, LXXIII, 254, LXXIV, 18, 129. (*Note du traducteur.*)

tion des diverses espèces dont on a besoin dans les recherches chimiques.

L'instrument employé par *Sanctorius*, auquel l'invention du thermomètre est généralement attribuée, étoit d'une nature simple, et mesuroit les variations de température par l'expansion variable d'une portion d'air renfermée. Pour préparer cet instrument, on se munit d'un tube de verre (*Pl.* Ire, *Fig.* 9) de 450 millim. de longueur, ouvert à une extrémité, et soufflé en boule à l'autre; en appliquant la main chaude sur la boule, l'air qui y est contenu se dilate, et une partie s'échappe par l'extrémité ouverte du tube. Dans cet état, on plonge promptement l'ouverture du tube dans un godet rempli d'un liquide coloré qui monte dans le tube, parce que l'air se contracte dans la boule par le refroidissement. L'instrument est alors préparé : un accroissement de température force la liqueur à descendre dans le tube, et au contraire l'application du froid cause son ascension. Ces effets peuvent être produits en appliquant alternativement la main à la boule, et en soufflant dessus avec un soufflet; en y plaçant une échelle graduée, on peut mesurer la quantité de l'expansion.

On ne peut employer la boule de l'instrument décrit ci-dessus, pour mesurer la température des liquides. Pour le rendre propre à cet usage, il faut faire un léger changement à sa construction, comme on le voit *Fig.* 8, *Pl.* Ire *a*. On remplit un petit vase sphérique de verre, environ au sixième ou au quart, avec une liqueur colorée; le tube ouvert aux deux extrémités, est alors cimenté dans le col, et son ouverture supérieure s'élève au-dessus de la surface du liquide. L'expansion de l'air qui est contenu dans l'appareil, presse le liquide dans le tube auquel

on peut fixer une échelle graduée correspondante à celle du thermomètre à mercure ordinaire. Diverses autres modifications y ont été faites aussi par plusieurs savans; une des formes les plus utiles et les plus simples, est représentée *Fig.* 8, *Pl.* Ire, *b.* Elle consiste en un tube d'un petit calibre de 225 à 300 millim. de long, et dont une extrémité est soufflée en boule de 35 à 50 millimètres de diamètre, que l'on noircit ensuite avec de la peinture ou à la fumée d'une chandelle; on y introduit alors une petite colonne de liquide coloré, d'environ 25 millim. de longueur, par une manipulation décrite ci-dessus. Pour se servir de cet instrument, la colonne doit être stationnaire environ au milieu du tube, à la température ordinaire de l'atmosphère; la plus légère variation de température occasionne le mouvement du liquide coloré, et une échelle divisée en parties égales mesure l'effet produit.

Un inconvénient insurmontable pour le thermomètre à air construit ainsi, est qu'il se trouve affecté non seulement par les changemens de température, mais par les variations de la pression atmosphérique. Son utilité consiste dans la grande expansion de l'air, qui, par une élévation donnée de température, augmente en volume environ vingt fois plus que le mercure: de là, il est employé pour découvrir les plus légers changemens de température, que le thermomètre à mercure peut à peine indiquer.

M. Leslie a fait une modification importante au thermomètre à air, et l'a employé avec un grand avantage dans ses intéressantes recherches sur la chaleur. Il a donné à cet instrument le nom de *Thermomètre différentiel.* On le construit comme il suit: On joint en-

semble, à la flamme d'un chalumeau, deux tubes d'une longueur inégale, terminés chacun par une boule soufflée, et dont le calibre est un peu élargi aux deux extrémités; on introduit dans la boule une petite quantité d'acide sulfurique teint avec du carmin, et l'on tourne ensuite les tubes à peu près sous la forme de la lettre U (*Voyez Fig. 7, Pl.* 1ère.) En faisant une petite courbure au-dessous de la jointure, ou une petite cavité, on facilite l'ajustement de l'instrument. On la forme en forçant avec la chaleur de la main une petite portion d'air à passer d'une cavité dans l'autre. On souffle les boules avec autant de justesse que l'œil peut le permettre, et de 10 à 12 millim. de diamètre. Les tubes sont comme ceux du thermomètre, seulement d'un calibre plus gros. Le plus court, auquel on fixe l'échelle, doit avoir un calibre régulier de 12 à 13 millimètres. Le calibre du tube long n'a pas besoin d'être aussi régulier, mais il doit nécessairement être plus large, afin que le liquide coloré s'y dilate plus vîte à la moindre impression de la chaleur. Chaque branche de cet instrument est de 75 à 150 millim. de haut, et les boules de 50 à 100 millimètres.

Un moment d'attention sur la construction de cet instrument, prouvera qu'il est affecté seulement par la différence de chaleur dans les boules correspondantes, et on peut alors mesurer la différence calculée avec une exactitude particulière. Aussi long-temps que chaque boule sera à la même température, autant que possible, l'air contenu dans chacune aura la même élasticité, et conséquemment la liqueur colorée interposée, étant pressée également dans des directions opposées, restera sta-

tionnaire; mais si par hasard la boule qui contient une portion de la liqueur est échauffée plus que l'autre, l'élasticité supérieure de l'air confiné poussera le liquide en avant, et le fera élever dans la branche opposée au-dessus de zéro à une hauteur proportionnelle à l'excès de l'élasticité ou à la chaleur. L'effet est indiqué par l'échelle graduée, dont l'intervalle entre le degré de la glace et celui de l'eau bouillante est divisé en 100 degrés égaux. Cet instrument, à cause de sa sensibilité, ne peut être employé à mesurer les variations de température de l'atmosphère environnante, par la raison assignée ci-dessus. Il est principalement d'usage pour connoître la différence des températures de deux endroits contigus dans la même atmosphère, par exemple, à déterminer la chaleur dans le foyer d'un réflecteur.

Les thermomètres à esprit de vin (liquide qui n'a été congelé à aucun degré de froid produit jusqu'à présent) sont très-bons pour mesurer les températures basses dans lesquelles le mercure géleroit. L'expansion de l'alcool qui excède celle du mercure environ de huit fois, est bonne pour connoître les plus légères variations de température, mais elle ne peut être appliquée à mesurer les températures élevées, parce que la conversion de l'esprit de vin en vapeurs briseroit l'instrument.

Le fluide le plus employé pour la construction des thermomètres est le mercure qui, quoique se dilatant moins que l'air ou l'alcool, est cependant expansible, et qui, à cause de sa difficulté à être converti en vapeurs, peut être employé à mesurer des températures plus élevées. Comme le savant qui pourra construire ses thermomètres mercuriels, s'épargnera une dépense consi-

dérable, je donnerai quelques règles pour leur construction. Je crois cependant en général qu'il est préférable de la surveiller seulement, et de s'assurer par sa présence que l'ouvrier y a apporté l'exactitude nécessaire, parce qu'on perdroit beaucoup de temps pour acquérir l'habitude manuelle qui est essentielle pour les construire adroitement.

Les tubes de thermomètre peuvent être faits à la verrerie ou par des fabricans d'instrumens de physique. En les choisissant, il faut rejeter ceux qui ne sont pas hermétiquement scellés aux deux extrémités, parce que la plus petite quantité d'humidité qui peut y exister quand on admet l'air dans le tube, est préjudiciable à l'exactitude de l'instrument. On doit se munir d'une petite bouteille de gomme élastique, dans le côté de laquelle on place une douille en cuivre ou un morceau de cuivre perforé d'un petit trou que l'on peut former, quand il est nécessaire. Le chalumeau est aussi une partie essentielle de l'appareil; et quand on emploie celui de l'espèce ordinaire, il est avantageux de l'alimenter avec l'air d'un double soufflet.

Avant de procéder à la construction du thermomètre, il est nécessaire de s'assurer si le tube est d'un diamètre égal dans ses différentes parties. On y parvient en rompant une de ses extrémités, et la plongeant de 25 ou 50 millimètres dans un bain de mercure sec et bien net, et fermant l'autre extrémité avec le doigt. En retirant le tube du mercure, il y reste une petite colonne de ce fluide, dont on marque la longueur en mettant le tube horizontal sur une règle graduée (1). En incli-

(1) Si ce tube est d'un calibre extrêmement petit, le mercure

nant le tube, cette colonne peut être graduellement portée dans toute sa longueur; et si le tube est d'un calibre uniforme, la mesure sera la même dans toutes les parties. Cependant on ne peut observer un semblable degré de perfection dans des tubes d'une longueur considérable; mais en général, si on trouve parfaite une portion du tube d'une longueur suffisante pour le thermomètre, on coupe cette partie. Une des extrémités du tube doit être fortement attachée à l'ouverture de la bouteille de gomme elastique, et l'autre extrémité doit être chauffée à la flamme d'un chalumeau, jusqu'à ce que le verre s'amollisse. La partie ramollie doit être pressée alors avec une pièce de métal nette, sous la forme d'un bouton arrondi, et appliquée avec assurance à la flamme d'une lampe jusqu'à ce qu'elle acquiere une chaleur blanche, et semble près d'entrer en fusion. Pour empêcher que le tube ne se fonde sur les côtés, on doit, durant ce temps le tourner continuellement en rond avec la main. Quand la partie chauffée paroît être parfaitement ramollie, on l'enlève aussitôt de dessus la lampe; et tenant le tube verticalement, on presse avec la main sur la bouteille qui est au-dessous. Le verre se trouve soufflé en boule, mais il n'est pas suffisamment mince pour l'objet qu'on se propose. On applique de nouveau la flamme de la lampe, en la tournant promptement en rond; et en répétant une seconde et une troisième fois l'action du soufflet, la boule se trouve complétement formée. La proportion du diamètre de la boule au calibre du tube peut être determinée par quelques expériences.

---

ne pourra pas bien y entrer, et on doit l'introduire au moyen de la bouteille élastique, et non avec la bouche.

Pour remplir, avec du mercure, la boule qui a été ainsi formée, on doit, d'abord, en dégager l'air en la chauffant à la flamme d'une lampe d'Argant, et plongeant promptement l'extrémité ouverte dans un bain de vif-argent bien sec. A mesure que la boule se refroidira, le mercure y montera et la remplira en partie. Placez alors un petit entonnoir de papier fortement attaché sur l'extrémité ouverte du tube, et versez-y une petite portion de vif-argent. En appliquant la chaleur de la lampe à la boule, la portion d'air qui restoit est chassée; et si on élève la chaleur jusqu'à faire bouillir le mercure, la boule et la tige seront remplies de vapeurs mercurielles, dont la condensation, en retirant la boule de dessus la lampe, occasionnera un vide presque parfait. Le mercure de l'entonnoir de papier descendra dans ce vide, et l'instrument se trouvera rempli complétement. Mais pour un thermomètre, il est nécessaire que le mercure s'élève seulement à une certaine hauteur dans la tige, et on peut en chasser quelques gouttes en appliquant avec précaution la chaleur de la lampe. Pour estimer si on a mis dans cet instrument une quantité de mercure suffisante, on plonge la boule dans l'eau à la glace, et ensuite dans la bouche; l'espace compris entre ces deux points comprendra 17°, ou à peu près un tiers de tout l'espace compris entre les deux points de la glace et de l'eau bouillante. Si la partie vide du tube excède en longueur environ trois fois la longueur remplie avec le vif-argent dilaté, on peut, lorsque l'instrument n'a qu'une échelle de 0° à 100°, le sceller hermétiquement, ce qu'on fait ainsi qu'il suit. La partie du tube que l'on veut fermer doit être d'abord chauffée avec le chalumeau et tirée en un tube

capillaire fin; on chauffe alors la boule jusqu'à ce que quelques petites parties de vif-argent s'élancent au sommet du tube. Dans ce moment, on dirige la flamme d'une autre chandelle sur le tube capillaire au moyen du chalumeau; on retire la boule de dessus la chandelle, et on scelle le tube au moment où le mercure descend. Si cette opération a été dirigée avec adresse jusqu'à ce qu'il ne reste plus d'air dans le tube, il sera tout rempli de vif-argent en chauffant l'instrument la boule en bas.

Pour avoir des degrés plus grands, la boule doit être beaucoup plus grosse que le tube; mais cette extension de l'échelle ne peut être obtenue sans sacrifier en quelque sorte la sensibilité de l'instrument. Tout le procédé pour construire les thermomètres promptement et avec exactitude, se lie nécessairement à l'habitude que la pratique seule peut donner; et il est presque impossible de décrire toutes les précautions et les manipulations nécessaires : elles seront promptement suggérées à une personne qui mettra à exécution les instructions précédentes.

Pour graduer les thermomètres, la première chose consiste à prendre deux points fixes. On détermine le point de la glace en plongeant dans un bain de glace ou de neige fondante, la boule et une partie de la tige, de telle sorte que le mercure soit stationnaire, ce qu'on voit à la surface. On fait une marque à cette place avec un fil. Pour prendre le point de l'eau bouillante, il faut de grandes précautions, et pour des raisons qui seront établies dans la suite. On doit porter attention à l'état du baromètre, dont la hauteur doit être exactement 760 mill. Il faut se pourvoir d'un vase d'étain de 75 ou 100

millim. plus long que le thermomètre, et garni d'un couvercle dans lequel il y a deux trous. Au travers de l'un on fait passer la branche du thermomètre (la boule étant dans le vase), de sorte que la portée à laquelle on soupçonne le point de l'ébullition soit juste en vue. On peut laisser l'autre trou ouvert; et le couvercle étant fixé dans sa place, on met sur le feu ce vaisseau contenant quelques centimètres d'eau au fond. Le thermomètre se trouvera enveloppé par la vapeur; et quand le mercure deviendra stationnaire dans le tube, on marquera la place où il s'arrête. L'échelle centigrade se forme en transportant sur un papier, au moyen d'un compas, l'espace intermédiaire, et le divisant en 100°, le plus bas étant 0°, et le plus haut 100°. L'échelle des autres pays diffère considérablement, mais ces variations n'empêchent pas la comparaison des observations avec les différens instrumens, quand le point de la glace et celui de l'eau bouillante sont pris sur un point fixe. Nous donnerons dans l'Appendice, des règles pour convertir les degrés des autres échelles à celle centigrade.

III. *La dilatation et la contraction des fluides dans le thermomètre mercuriel, sont à peu près proportionnées aux quantités de calorique qui sont communiquées au même corps homogène, ou séparées de lui tant qu'il retient la même forme.*

Ainsi la quantité de calorique nécessaire pour élever un corps à 20° de température au thermomètre à mercure, est à peu près double de celle exigée pour l'élever à 10°. De là il paroît y avoir une proportion à peu près exacte entre les accroissemens et les décroissemens de température, et les accroissemens et les décroisse-

mens d'expansion dans le mercure du thermomètre. Sur ce principe, si on mêle ensemble parties égales d'eau froide et d'eau chaude dans chacune desquelles on a plongé, préalablement au mélange, un thermomètre, l'instrument arrivera après le mélange au point de la moyenne arithmétique ou à la moitié de la différence des chaleurs séparées, ajoutées à la plus petite, ou soustraites à la plus grande. Ce fait est prouvé par l'expérience suivante. Mêlez une partie d'eau à 172° avec une partie à 32°, la moitié de l'excès du calorique de l'eau chaude passera à la portion froide, de sorte que l'eau chaude sera refroidie de 70°, et que l'eau froide absorbera 70° de température. Donc 172 — 70 ou 32 + 70 = 102 donnera la chaleur du mélange. Pour atteindre exactement la moyenne arithmétique, il faut observer plusieurs précautions. (*Voyez Crawford, on Animal heat*, pag. 95, etc.)

Cependant les expériences de Deluc ont prouvé que l'exactitude de l'expansion ne peut *strictement* se maintenir avec l'accroissement actuel de température, et que le total de l'expansion augmente avec la température. Ainsi, quand on chauffe une quantité donnée de mercure de 0° à 50°, ou la première moitié de l'échelle, il se dilate de 14 parties; étant élevé de 50° à 100°, la seconde moitié, il se dilatera de 15 parties.

D'après les recherches de M. Dalton, il paroît que l'irrégularité de l'expansion du mercure est beaucoup plus grande qu'elle n'a été établie par Deluc. Avec le thermomètre à mercure, nous ne pouvons connoître la valeur exacte de l'expansion du vif-argent, car il faut observer que l'expansion de la boule de verre dans laquelle il est contenu, affecte considérablement le ré-

sultat. Si son volume restoit le même, nous serions alors en état de déterminer la valeur actuelle de l'expansion; mais par un accroissement de température, ce volume augmente, il se trouve ainsi de l'espace dans la boule pour l'expansion du mercure qui, sans cela, seroit chassé dans le tube. En connoissant la valeur de l'expansion du verre lui-même, on pourroit corriger cette erreur; mais une petite erreur dans ce point conduiroit à une estimation très-fausse de l'expansion du vif-argent. L'expansion réelle du mercure dans le verre est plus grande que l'expansion apparente à cause de celle du verre lui-même.

En ayant égard à chacune de ces circonstances, M. Dalton a été conduit à conclure de ses expériences, que, malgré la diversité apparente de l'expansion dans différens fluides, ils se dilatent tous d'après la même loi; *c'est-à-dire que la quantité d'expansion est comme le carré de la température de leurs points respectifs de congélation, ou de leurs points de plus grande densité.* Si alors on construit un thermomètre avec des degrés correspondans à ces lois, on trouvera qu'ils diffèrent considérablement de ceux du thermomètre ordinaire à mercure, dans lequel l'espace entre l'eau bouillante et la glace, est divisé en 100 parties égales. L'Appendice contient une table exprimant la correspondance entre l'ancienne échelle, et la nouvelle construite d'après les principes de M. Dalton.

IV. *Le calorique non combiné a une tendance à l'équilibre.*

Des corps, de nature différente et à des températures diverses, placés dans des circonstances égales d'exposition, acquièrent la température de l'atmosphère dans laquelle

ils sont placés. Ainsi, lorsque, dans une atmosphère de 15°, nous plaçons des fils de fer chauffé au rouge, de l'eau bouillante, de l'eau à 0° et divers autres corps à différentes températures, ils marqueront au thermomètre le même degré de chaleur. Le même équilibre de température arrive, quoique moins promptement, quand un corps chaud est placé dans le vide d'une machine pneumatique : le refroidissement total dans l'air, est à celui qui se fait dans le vide, à peu près comme 5 : 2.

MOUVEMENT DU CALORIQUE LIBRE.

1. *Son rayonnement.* 2. *Son passage au travers des solides et des fluides.*

Le calorique se dégage des corps de deux manières différentes. Une partie de ce principe traverse l'espace avec une promptitude incommensurable : dans cet état, il a été appelé chaleur rayonnante ou calorique rayonnant.

Le calorique *rayonnant* présente plusieurs propriétés intéressantes.

1. *Sa réflection. A.* Les surfaces qui réfléchissent plus parfaitement la lumière, ne sont pas également propres à réfléchir le calorique ; ainsi, un miroir de verre qui réfléchit la lumière avec une grande force, quand il est placé devant un feu brillant, mais devient lui-même chaud, réfléchit à peine la chaleur. Au contraire, une plaque polie d'étain, ou une cuiller d'argent, placées dans les mêmes circonstances, réfléchissent une quantité sensible de chaleur, et le métal reste froid. Les métaux réfléchissent donc mieux le calorique que le verre, et ils possèdent cette propriété en raison directe du degré de leur poli.

B. Le calorique est réfléchi d'après les mêmes lois que la lumière, ce que prouve une expérience intéressante de M. Pictet. On peut facilement la répéter sans une grande dépense. Prenez deux réflecteurs minces (*a* et *b*, *Fig.* 45, *Pl.* V) qui aient 300 millim. de diamètre et soient formés de segment de sphère, de 230 millimètres de rayon. (Des miroirs paraboliques sont également propres à cette expérience, mais leur construction est moins facile.) Chacun de ces miroirs est pourvu, sur le côté convexe, d'un support qui les tient dans une position verticale, sur un pied approprié. Placez les miroirs à l'opposite, sur une table, à la distance de 2 ou 3 mètres. Dans le foyer de l'un, placez la boule d'un thermomètre *c*, où (ce qui est égal) une des boules du thermomètre différentiel; et dans le foyer de l'autre, suspendez un boulet de fer d'environ 125 grammes, et chauffé au-dessous de l'ignition, ou un petit matras plein d'eau chaude *d*, ayant préalablement garanti le thermomètre au moyen d'un écran; à l'instant où on retire l'écran, la pression de la colonne de liquide sur l'air du thermomètre, démontre une élévation de température dans l'instrument. Dans cette expérience, le calorique se transmet d'abord du boulet chauffé, au réflecteur dont il est proche; de celui-ci il est transmis, en rayons parallèles, à la surface du second réflecteur, par lequel il est rassemblé en un foyer sur l'instrument. C'est précisément la marche que suit la lumière réfléchie; car si on substitue au boulet de fer la flamme d'une chandelle, l'image de la chandelle paroît précisément (en présentant une feuille de papier pour la recevoir) sur le point où les rayons du calorique étoient auparavant concentrés.

C. Quand un vase de verre rempli de neige, ou de

glace, est substitué au boulet, le cours de la liqueur colorée dans le thermomètre, est précisément dans une direction opposée, car son ascension montre que l'air de la boule est refroidi par cette opération. Cette expérience, qui semble indiquer d'abord la réflexion du froid, ne présente effectivement que celle de la chaleur, dans une direction opposée, la boule du thermomètre étant, dans ce cas, le corps chaud.

D. Dans l'ouvrage de M. Leslie (*Enquiry into the Nature*, etc. *of heat.*), on trouve une série d'expériences importantes, qui montrent l'influence de la nature des écrans sur les réflecteurs, et celle des surfaces des corps sur leur faculté de réfléchir le calorique.

2. Le calorique est *réfracté* aussi d'après la même loi qui règle la réfraction de la lumière. Nous devons cette intéressante découverte au docteur Herschell, dont l'expérience et l'appareil ne peuvent être cependant conçus sans le secours de la planche. Pour cette raison, je renvoie à son Mémoire, dans le 9e volume *des Transactions philosophiques*, ou dans le 7e *du Magasin philosophique*.

3. La nature de la *surface* des corps, a une influence importante sur leur pouvoir de *réfléchir* le calorique.

Pour rendre sensible cette influence par l'expérience, prenez une petite boîte d'étain, formant un cube de 150 à 200 millimètres, pourvue, au centre de son côté supérieur, d'un orifice de 25 à 30 millimètres de diamètre, et de même hauteur. Cet orifice est destiné à recevoir un couvercle muni d'une petite ouverture, dans laquelle on place un thermomètre, de sorte que sa boule occupe le centre de la boîte. Couvrez un côtés de la boîte avec de la peinture noire; détruis.

le poli d'un autre côté, en le frottant avec du papier et du sable, ternissez un troisième avec du vif-argent, et laissez le quatrième brillant : emplissez alors la boîte avec de l'eau bouillante ; le rayonnement du calorique, du côté noirci, est tellement abondant en comparaison des autres côtés, qu'il est même sensible à la main. Placez la boîte près du réflecteur (*Fig.* 45, *Pl.* V), où étoit le boulet de fer chauffé ; le thermomètre placé au foyer du second réflecteur indiquera une température plus élevée ou un plus grand rayonnement de calorique, quand on présentera le côté noirci au réflecteur ; il en indiquera moins, quand ce sera le côté terni ou dépoli, et encore moins, quand ce sera le côté poli.

4. Ces variétés, dans le pouvoir rayonnant des différentes surfaces, s'accordent, comme on doit s'y attendre, avec des variations correspondantes dans le *pouvoir refroidissant*. Si l'eau, dans un vase d'étain dont tous les côtés sont polis, se refroidit d'un nombre donné de degrés en 81 minutes, elle descendra du même nombre de degrés dans 72, si la surface est ternie avec du vif-argent. De même l'eau renfermée dans une boule d'étain claire et polie, se refroidit environ deux fois plus vîte que l'eau, dans la même boule, couverte de papier huilé. D'après le même principe, en noircissant la surface avec de la peinture, on accélère de beaucoup la vîtesse du refroidissement. Ces faits nous apprennent que les vases dans lesquels on veut garder long-temps des liquides chauds, doivent avoir les surfaces très-polies, et ils expliquent mieux que tout autre, la supériorité des cafetières métalliques, sur celles de terre cuite.

5. Le calorique rayonnant est *absorbé* plus ou moins

facilement par les diverses surfaces. C'est seulement établir, dans d'autres termes, que les surfaces sont douées de différens pouvoirs de réfléchir le calorique; et, d'après cela, le pouvoir absorbant est précisément opposé au pouvoir réflechissant. De là, enfin, les meilleurs réflecteurs du calorique sont ceux qui l'absorbent le moins. Il est nécessaire cependant d'offrir quelques exemples de ce principe.

A. Exposez la boule d'un thermomètre sensible aux rayons directs du soleil, au milieu du jour, il s'élevera probablement, dans ce climat, à 42° (*Watson's Essays*, p. 193); en le couvrant d'encre de la Chine et l'exposant de la même manière, il descendra pendant l'évaporation de l'humidité; mais aussitôt que la couverture séchera, il montera à 48° centigrades, et peut-être plus haut, ou environ du dixième de plus que quand il n'est pas couvert de peinture. Ce fait ne peut s'expliquer qu'en supposant que la couverture noire est douée du pouvoir de retenir le calorique, et d'empêcher qu'il ne s'échappe. D'après les expériences rapportées ci-dessus, il paroît qu'une couverture semblable accélère le refroidissement du corps sur lequel elle est appliquée.

B. Les couleurs ont une grande influence sur l'absorption du calorique; cela est bien démontré par les expériences simples de Francklin, que nous allons rapporter.

Dans un jour d'hiver, quand la terre est couverte de neige, prenez quatre morceaux de drap de dimensions égales, mais de différentes couleurs, c'est-à-dire, noir, bleu, brun et blanc; étalez-les sur la surface de la neige, près les uns des autres; dans peu d'heures, le drap noir

sera enfoncé beaucoup au-dessous de la surface, le bleu à peu près autant, le brun évidemment moins, et le blanc restera précisément dans sa première situation. Il paroît, d'après cela, que les rayons du soleil sont absorbés par le drap noir, et excitent une chaleur durable qui peut fondre la neige placée au-dessous; mais ils n'ont pas le pouvoir de pénétrer le blanc. La préférence que l'on donne généralement l'hiver aux draps fortement colorés, et dans l'été à ceux de couleurs plus blanches, paroît être bien fondée.

C. Cette expérience a été variée par M. Davy, de manière qu'elle peut être répétée dans toutes les saisons de l'année. Prenez six morceaux semblables de feuilles de cuivre, chacune d'environ 640 mill. carré, et colorées l'une en blanc, l'autre en jaune, la troisième en rouge, la quatrième en vert, la cinquième en bleu, et la sixième en noir; au centre d'un des côtés de chaque pièce, placez une petite quantité d'un mélange d'huile et de cire ou cérat, qui fond à environ 24°; exposez alors leurs surfaces colorées précisément dans les mêmes circonstances, et dirigez sur elles les rayons du soleil : le cérat de la plaque noire se fondra visiblement, celui de la plaque bleue ensuite, puis celui de la verte et de la rouge, et enfin celui de la jaune; le blanc sera à peine affecté, tandis que le noir sera en pleine fusion.

Les corps solides et liquides qui laissent passer facilement le calorique, sont alors appelés *conducteurs* du calorique.

1. Les corps solides conduisent la chaleur dans toutes les directions, en haut, en bas et latéralement, comme on peut s'en convaincre, en chauffant le milieu d'une verge de fer et la tenant dans diverses directions.

2. Quelques corps conduisent le calorique beaucoup plus promptement que d'autres. Couvrez de cire l'une des extrémités de deux verges d'égale longueur et d'égale épaisseur, l'une de verre et l'autre de fer; chauffez l'extrémité non couverte, la cire fondra beaucoup plus promptement sur le tube de fer que sur celui de verre, ce qui prouve que le fer conduit la chaleur plus promptement que le verre.

Les divers métaux sont doués également de la faculté de conduire le calorique à différens degrés. On est parvenu à une approximation du degré auquel ils possèdent cette propriété, par la méthode suivante, employée primitivement par le docteur Ingenhouz. Prenez plusieurs cylindres solides, ou verges de la même forme et de la même grandeur, mais de différens métaux, de 150 mill. de long et 6 millimètres de diamètre; couvrez une extrémité environ de 25 millim. de cire, en les plongeant dans cette substance fondue, et exposant cette couverture à la gelée. Prenez un fer à repasser, dans lequel vous pratiquerez de petits trous, pour recevoir exactement les extrémités polies des cylindres; après l'avoir chauffé au-dessous de l'ignition, introduisez les tubes dans ces trous, le pouvoir conducteur pourra être estimé par la quantité de cire fondue par chacun des tubes, dans un temps donné. D'après les expériences du docteur Ingenhouz, les métaux doivent être rangés dans l'ordre suivant: l'argent possède le plus grand pouvoir conducteur, ensuite l'or, puis le cuivre et l'étain, qui sont à peu près égaux; et après ceux-ci, le platine, le fer, l'acier et le plomb, qui est de beaucoup inférieur à tous les autres.

C'est principalement à la différence du pouvoir con-

ducteur des corps, que sont dues les diverses sensations de froid que nous ressentons quand nous les touchons. Ainsi, quand nous posons successivement la main sur un certain nombre de corps (comme sur un morceau de bois et sur un de marbre, etc.), leur degré de froid paroît différent; et comme la sensation est occasionnée par le passage du calorique de la main dans le corps qu'on touche, le corps qui semblera le plus froid est celui qui attirera le calorique plus promptement, ou, en d'autres termes, celui qui est le meilleur conducteur. Par la même raison, de deux corps qui sont chauffés au même degré, et sur lesquels on pose la main, le meilleur conducteur est le plus chaud au toucher; ainsi les monnoies, dans nos poches, paroissent souvent plus chaudes que les habits qui les contiennent.

3. Les liquides et les fluides aériformes reçoivent la chaleur d'après un principe différent de celui que l'on observe pour les solides; c'est-à-dire par un changement actuel dans la situation de leurs parties. La portion de fluide qui est plus près de la source de la chaleur, se dilate, et devenant spécifiquement plus légère, s'élève et est remplacée par une portion plus froide; celle-ci, à son tour, s'échauffe, se dilate et cède la place à une autre portion moins chaude, et ainsi l'opération se continue aussi long-temps que le fluide est susceptible de se pénétrer de chaleur.

A. Prenez un tube de verre de 200 à 250 millim. de long, et d'environ 25 millim. de diamètre, versez-y à peu près 3 millimètres d'eau teinte avec le litmus; remplissez le tube avec de l'eau ordinaire; versez celle-ci très-doucement, afin que les deux couches restent bien distinctes : si vous chauffez d'abord la partie supérieure

du tube, la liqueur colorée restera froide ; mais si vous échauffez la partie inférieure du tube, la liqueur colorée montera et teindra toute la masse du fluide.

B. Dans une jarre cylindrique de verre, de 100 mill. de diamètre et 300 ou 330 mill. de profondeur, placez un morceau de glace circulaire, épais de 88 millim., ou bien versez de l'eau dans la jarre à la hauteur de 88 millimètres, et faites-la congeler en l'exposant à une atmosphère froide, ou en l'entourant avec un mélange de neige et de sel. La glace doit être tenue au fond du vase au moyen de deux morceaux de bois se croisant, et attachés à angle droit l'un avec l'autre. Versez sur le gâteau de glace de l'eau à 0°, jusqu'à la hauteur de 50 millimètres, et laissez flotter à la surface une piece circulaire de buis percée de quelques trous; attachez au bec d'une théière remplie d'eau bouillante, dont le jet soit au-dessus de l'ouverture de la jarre, un grand nombre de fils mouillés, dont le bout inférieur reste à la surface du buis : par cet arrangement, quand vous tournerez le robinet, l'eau chaude coulera le long des fils, et sa chute étant très-affoiblie, elle s'étendra sur la surface du buis, et passera par les trous sur l'eau froide qui est au fond, et restera dessus sans s'y mêler. Remplissez complètement la jarre avec de l'eau chaude, la glace restera sans mélange pendant quelques heures, au fond du vaisseau.

C. Remplissez une semblable jarre avec de l'eau chaude, prenez un gâteau de glace, de même forme que dans l'expérience précédente, placez-le à la surface de l'eau; dans l'espace d'environ trois minutes, toute la glace sera fondue. Ces expériences sont plus frappantes, si l'eau employée à former le pain de glace a été colorée

avec le litmus; car, dans ce dernier cas, le courant descendant d'eau froide devient visible.

D. Ces expériences peuvent être variées, en faisant geler dans le fond d'un tube large de 25 mill., une portion d'eau d'environ 50 en hauteur. Remplissez alors le tube avec de l'eau, à la température ordinaire, et inclinez-le sur une lampe d'Argant, de sorte que sa partie supérieure seulement soit échauffée : quand tout est ainsi disposé, faites bouillir l'eau fortement à la surface, et la glace ne fondra pas; mais si vous faites l'expérience d'une manière inverse (la glace flottant à la surface de l'eau), en chauffant le fond du tube, la glace se liquéfiera en quelques secondes.

E. En substituant l'eau à la température de 5°, à l'eau bouillante employée dans l'expérience *C*, le comte de Rumford a trouvé que dans un temps donné, l'eau froide fondoit une beaucoup plus grande quantité de glace. Cela paroît, à la première vue, être un paradoxe; cependant ce fait se trouve expliqué par une propriété singulière de l'eau; c'est-à-dire que quand elle est chaude au-dessous de 5°, elle cesse de se contracter, et éprouve, au contraire, une augmentation de volume; par conséquent l'eau à 5° (au fond de laquelle il y a un morceau de glace à 0°), est refroidie par le contact de la glace, et se dilate en même temps; elle monte donc et se trouve remplacée par une portion plus pesante et plus chaude.

En conséquence de la même propriété, la surface d'un lac profond est quelquefois couverte de glace, lors même que l'eau, à la partie inférieure, est refroidie seulement à 5°; car la couche d'eau superficielle est spécifiquement plus légère que la couche inférieure qui est plus

chaude, et alors elle reste dans sa place jusqu'à ce qu'elle soit changée en glace. Cette propriété est une des exceptions les plus remarquables à la loi, que les corps se dilatent par un accroissement et se contractent par une diminution de température.

D'après ces faits, le comte de Rumford conclut que l'eau n'est pas un conducteur du calorique, et qu'elle le propage dans une seule direction, c'est-à-dire de bas en haut, en conséquence du mouvement qui est occasionné entre les parties de ce fluide. Le comte de Rumfort conclut aussi que si ces mouvemens pouvoient être suspendus, le calorique cesseroit de passer au travers de l'eau; et pour démontrer ce principe, il a fait les expériences suivantes, qui peuvent être facilement répétées.

F. Prenez d'abord un vase cylindrique de 25 millimètres de diamètre et de 35 de profondeur, garni d'un couvercle mobile, percé d'une petite ouverture pour donner passage au tube d'un thermomètre qui doit être placé de sorte que la boule occupe le centre du vase. Remplissez ce vase avec de l'eau à la température de l'atmosphère, mettez le couvercle en sa place, posez tout l'appareil, excepté l'échelle du thermomètre, dans l'eau, que vous ferez bouillir sur une lampe; observez le temps nécessaire pour élever sa température jusqu'à 82°. Dérangez l'appareil de sa situation et remarquez aussi le temps qu'emploie l'eau pour revenir à sa première température.

G. Répétez l'expérience, ayant préalablement dissous dans l'eau 2 grammes de colle ordinaire, le thermomètre demandera environ moitié de temps de plus, pour arriver à la même température. Un retard semblable et à un degré plus considérable sera produit par

le mélange de duvet de laine cardée et de diverses autres substances qui ne sont pas chimiquement solubles dans l'eau, et qui peuvent diminuer son pouvoir conducteur, seulement en empêchant le mouvement de ses parties.

Cependant cette théorie touchant le pouvoir non conducteur absolu de l'eau, a été combattue par le docteur Thomson et M. Murray, qui y ont opposé des expériences très-décisives. Pour établir le pouvoir conducteur de l'eau, il devenoit indispensable de prouver que le calorique doit se propager dans ce fluide de haut en bas et sans l'intermède des vases. A cet effet M. Murray fit congeler de l'eau dans un vase de verre, il en retira la sphère de glace, et l'ayant creusée il la remplit alternativement d'huile de lin ou de mercure, et plaça à une distance convenable au-dessous de leur surface, la boule d'un thermomètre, et au-dessus du liquide un vase de fer plat contenant de l'eau bouillante; dans ces circonstances le thermomètre resta presque invariable, et il monta seulement de quelques degrés; il faut cependant se rappeller que les parois de la sphère, en absorbant du calorique, empêchèrent une plus grande élévation de température : cette expérience, conjointement avec les autres, prouve d'une manière décisive que l'eau est un conducteur du calorique, mais lent et imparfait.

SECTION III.

Calorique, cause de la Fluidité.

I. *La température de la neige ou de la glace fondante est uniformément la même dans tous les temps et dans tous les lieux.*

On peut s'en convaincre au moyen du thermomètre, qui est toujours, quand on le plonge dans la neige ou dans la glace fondante, à 0° thermomètre centigrade, quelle que soit la hauteur du baromètre, et l'élévation au-dessus de la mer du lieu où on fait l'expérience. (V. *Shuckburgh, Philosophical transactions*, I. XIX).

II. *La chaleur sensible ou température de la glace ne change pas par la liquéfaction.*

Un thermomètre placé dans la glace pilée reste à 0°, et au même point dans l'eau qui résulte de la liquéfaction de la glace, tant que toute la glace n'est point fondue.

III. *La glace peut absorber beaucoup de calorique pendant la liquéfaction.*

Exposez une partie d'eau et une de glace à 0°, dans un lieu où la température soit à plusieurs degrés au-dessus du point de congélation, et maintenue la même durant l'expérience; l'eau arrivera à la température du lieu plusieurs heures avant que la glace soit fondue, et la glace fondue conservera, comme avant sa liquéfaction, une température de 0°; cependant elle doit avoir absorbé du calorique, parce que (d'après l'expérience IV, 1.) un corps froid ne peut être en con-

tact avec un corps chaud, sans recevoir du calorique de celui-ci, le calorique qui est entré dans la glace, ne peut être apprécié par le thermomètre ; on dit alors qu'il est *devenu latent*. Comme il est la cause de la liquéfaction de la glace, il est quelquefois appelé *Calorique de fluidité*.

IV. *La quantité de calorique qui entre dans un kilogramme de glace pendant la liquéfaction, et devient latent, peut être déterminée par l'expérience.*

A un kilogramme d'eau à 78°, ajoutez-en un de glace à 0°, la température ne sera pas la moyenne arithmétique 39, mais beaucoup au-dessous, c'est-à-dire 0°. Tout l'excès du calorique de l'eau chaude a donc disparu et est entré dans le kilogramme de glace pendant sa liquéfaction. C'est-à-dire qu'un kilogramme de glace absorbe pendant sa conversion en eau une quantité de calorique susceptible d'élever un kilogramme d'eau de 0° à 78°.

C'est en raison de cette propriété qu'a la glace d'absorber uniformément la même quantité de calorique pour sa conversion en eau qu'elle a été ingénieusement employée par Lavoisier et Laplace à mesurer la chaleur dégagée dans certaines opérations. Supposons le corps (dont on doit mesurer le calorique dégagé par refroidissement ou par la combustion) enfermé dans une sphère de glace creuse, avec une ouverture à la partie inférieure. La chaleur qui se dégagera alors sera employée à fondre la glace, et elle produira cet effet en proportion directe de sa quantité. De là la quantité de glace qui se fond est une mesure exacte du calorique qui se sépare du corps soumis à l'expérience. Par ce

moyen Lavoisier s'est assuré que des poids égaux de différens corps combustibles fondent, en brûlant, des poids très-différens de glace. L'appareil qu'il a employé pour cet objet, se nomme *Calorimètre*; sa construction ne peut-être comprise sans la planche qui en accompagne la description dans les élémens de chimie de ce savant.

V. *Autres exemples de l'absorption du calorique durant la liquéfaction des corps.*

Les mélanges de neige et d'acide nitrique, ou de neige et de sel commun, qui, suivant le langage ordinaire, produisent un froid intense (1), nous en fournissent des exemples.

1. Delayez une partie d'acide nitrique avec un poids d'eau égal au sien, et quand le mélange sera refroidi, ajoutez une pareille quantité de neige nouvellement tombée. En plongeant le thermomètre dans le mélange, vous observerez un abaissement de température considérable. Cet effet est dû à l'absorption et à la fixation intime du calorique libre du mélange dans la neige liquefiée.

2. Mêlez promptement ensemble des poids égaux de neige, nouvellement tombée à 0°, et de sel commun refroidi par son exposition dans une atmosphère au-dessous de 0°, les deux solides se liquéfieront promptement par le mélange, et le thermomètre tombera jusqu'à 0°, ou d'après sir C. Blagden, à 1°,67 au-dessous. (*Philosophical transactions* LXXVIII, 281.) Pour bien comprendre cette expérience, il faut remarquer que la neige

(1) Le pouvoir extraordinaire du muriate de chaux et de la neige pour produire du froid, sera décrit dans la page suivante.

et le sel, quoiqu'à la température de la congélation de l'eau, contiennent chacun une portion considérable de calorique non combiné. Le sel a une grande affinité pour l'eau; mais leur union ne peut avoir lieu tant que l'eau restera solide. Afin donc d'agir sur le sel, la neige absorbe tout le calorique libre nécessaire pour sa liquéfaction, et pendant ce changement le calorique libre de la neige et du sel montant à 0°, devient *latent* dans la solution. Cette solution reste dans un état liquide à 0 ou 1°,67 au-dessous, mais si on lui fait éprouver un plus grand degré de froid, le sel se sépare sous forme concrète.

3. Beaucoup de sels neutres absorbent aussi, pendant leur solution dans l'eau, une grande quantité de calorique, et le froid produit est si intense, qu'il peut geler l'eau et même le mercure. La première expérience (c'est-à-dire la congélation de l'eau) peut être répétée facilement dans les jours d'hiver. Mêlez 32 parties d'eau, 11 de muriate d'ammoniaque, 10 de nitrate de potasse et 15 de sulfate de soude, tous réduits en poudre fine. Ces sels peuvent être dissous séparément, dans l'ordre que nous avons indiqué. Un thermomètre placé dans la solution, marquera que le froid produit est à la congélation ou au-dessous, et un peu d'eau placée dans un tube mince que l'on plongera dans la solution, se gelera en quelques minutes. M. Walker indique, dans ses Mémoires (*Transactions philosophiques*, années 1757, 88, 89, 95 et 1801), différens autres Mélanges congélatoires. On trouvera dans l'*Appendice*, des Tables abrégées que cet auteur a bien voulu me communiquer.

4. Le muriate de chaux mêlé avec la glace, produit un degré de froid plus intense. Cette propriété a été découverte, il y a déjà long-temps, par M. Lowitz, de

Saint Pétersbourg, et il a été depuis employé dans ce pays à la congélation du mercure, sur une grande quantité. Les proportions les plus convenables, sont environ, des poids égaux de sel en poudre fine, et de neige fraîchement tombée et légère; en les mêlant ensemble, et y plongeant un thermomètre, le mercure descend avec une grande promptitude. Pour mesurer exactement le froid produit, il faut employer un thermomètre à esprit de vin gradué, jusqu'à 30° au-dessous de o, ou même plus bas. Quelques kilogrammes de sel suffisent pour congeler une grande masse de mercure. Au moyen de 6 kilog. de muriate de chaux et d'un poids égal de neige, MM. Pepys et Allen ont réduit 22 kilogrammes de vif-argent en une masse solide; ils ne faisoient pas le mélange de toute la quantité de sel et de neige, en une seule fois; mais une partie étoit employée à refroidir les matières elles-mêmes.

Pour une petite quantité, il suffit d'employer deux ou trois kilogram. de sel : mettez 50 grammes de mercure dans une petite cornue de verre mince; plongez-la d'abord dans 2 kilogr. du mélange, et quand celui-ci a cessé d'agir, préparez-en un second, lequel ne manquera jamais de congeler le vif-argent.

La *Fig.* 42, *Pl.* IV, représente un appareil simple et peu coûteux, que j'ai ordinairement employé pour cette expérience; j'en donne les dimensions dans la description des planches. (Voyez *l'Appendice.*)

Le sel employé à cet usage, peut être évaporé et cristallisé pour servir à d'autres expériences. Je renvoie le lecteur qui voudra des détails plus particuliers sur ce sujet, au *Magasin philosophique*, vol. 3, pag. 76.

VI. *Au contraire les liquides en devenant solides, dégagent du calorique, ou, en langage commun, produisent de la chaleur.*

1. De l'eau gardée dans le plus parfait repos, peut être refroidie à plusieurs degrés au-dessous de 0, sans se solidifier, mais en l'agitant elle se gèle subitement, et la température s'élève à 0.

2. Exposez dans une atmosphère dont la température est à plusieurs degrés au-dessous de la congélation (par exemple à 4°), deux quantités égales d'eau, dans l'une desquelles vous aurez dissous environ le quart de son poids de sel commun, cette solution se refroidira graduellement jusqu'à 4° sans se geler, l'eau pure descendra jusqu'à 0° et restera long-temps stationnaire, sans prendre la forme solide. Tandis que l'eau pure est ainsi stationnaire, on ne peut douter qu'elle n'ait cédé du calorique à l'atmosphère, ainsi que la solution saline; car il est impossible qu'un corps chaud soit entouré par un corps froid sans qu'il partage son calorique avec ce dernier. La raison de cet équilibre de température a été bien expliquée par le docteur Crawford (*on Heat*, pag. 80). L'eau, dit-il, pendant la congélation, obéit à deux pouvoirs opposés; elle est privée de calorique par son exposition dans un milieu, dont la température est au-dessous de 0°; et elle reçoit du calorique par le dégagement de ce principe qui constituoit sa fluidité. Comme ces pouvoirs sont exactement égaux, la température de l'eau doit rester sans changement, jusqu'à ce que tout le calorique soit dégagé.

3. Le dégagement du calorique pendant la congélation de l'eau, a été démontré par les expériences suivantes

du docteur Crawford. Dans un vase d'étain rond, placez un kilogramme de glace en poudre; environnez ce vase d'un mélange de neige et de sel, et remuez la glace jusqu'à ce que sa température soit réduite à —15°. A cette glace ainsi refroidie, ajoutez un kilogramme d'eau à 0°; un cinquième de cette eau se gélera, et la température s'élèvera de —15° à 0°. Dans ce cas le calorique dégagé par la congélation de 200 grammes d'eau, élève la température du kilogramme de glace de 15°.

4. Si nous dissolvons du sulfate de soude dans de l'eau, dans la proportion d'une partie sur cinq, et que nous entourions la solution d'un mélange congelant, elle descendra graduellement jusqu'à 0°; le sel, à ce point, se déposera et retardera le refroidissement. Ce dégagement de calorique, pendant la séparation des sels, est exactement le contraire de ce qui arrive pendant la solution. (*Blagden's Philosophical Transactions*, LXXVIII, 290).

5. A une solution saturée de sulfate de potasse dans l'eau, ou de tout autre sel insoluble dans l'alcool, ajoutez une mesure égale d'alcool; celui-ci, attirant l'eau plus fortement que le sel ne la retient, précipite le sel, et il se produit une chaleur considérable.

SECTION IV.

Calorique cause de la vapeur.

I. *Tous les liquides, quand ils sont à la même température et dans les mêmes circonstances de pression atmosphérique, ont un point particulier de température auquel ils bouillent invariablement.*

Ainsi, l'eau pure bout toujours à 100°, l'alcool à 80°, et l'éther à 36°,50, et quand on est arrivé au point de

l'ébullition, le liquide ne peut devenir plus chaud, quelque continue que soit l'application de la chaleur. On peut connoître facilement le point de l'ébullition de l'eau, en plongeant un thermomètre dans ce liquide bouillant. Comme il y a quelque danger à chauffer directement un vase qui contient, soit de l'éther, soit de l'alcool, on doit opérer l'ébullition de ces liquides en plongeant le vase qui les contient dans l'eau, dont on élève graduellement la température. On connoît l'ébullition à la formation de la vapeur au fond du vase, et à son dégagement jusqu'à la surface. On peut s'assurer que la vapeur qui s'échappe se forme au fond, et non à la surface de l'eau, en faisant bouillir une certaine quantité de ce liquide dans une bouteille de Florence, ou d'autres vases transparens, sur une lampe d'Argant; les bulles de vapeurs monteront du fond du vase.

II. *La vapeur a exactement la même température que l'eau bouillante.*

Prenez un vase d'étain ayant deux trous dans son couvercle; fixez exactement dans l'un, le tube d'un thermomètre; remplissez le vase en partie avec de l'eau, et placez la boule du thermomètre à 25 ou 50 millim. au-dessus de la surface du liquide, laissant l'autre ouverture libre pour que la vapeur s'échappe. Quand l'eau bouillira, le thermomètre entouré de vapeurs, s'élevera à 100°, qui est précisément la température de l'eau qui est au-dessous. Quoique l'eau placée sur le feu continue à recevoir plus abondamment la chaleur et qu'elle bouille toujours, cette chaleur n'est pas appréciable au thermomètre, et elle existe dans la vapeur à l'état latent.

La vapeur parfaitement formée est invisible. On

peut s'en convaincre facilement en faisant bouillir fortement une petite quantité d'eau dans une bouteille de Florence : la partie supérieure du vaisseau restera d'une transparence complète ; la vapeur ne devient visible que quand elle se trouve condensée. Nous avons aussi une preuve du même fait dans les brouillards épais qui sont produits par un refroidissement subit de la vapeur, qui étoit invisible à une haute température, et qui se trouvant condensée, est rendue visible par une plus basse.

III. *Le point d'ébullition des mêmes fluides, varie sous différens degrés de pression atmosphérique.*

Ainsi, l'eau qui a été retirée du feu, et a cessé de bouillir, entre de nouveau en ébullition, si on la place dans un récipient dont on retire promptement l'air au moyen de la machine pneumatique. L'alcool et l'éther placés sous un récipient privé d'air, bouillent fortement à la température de l'atmosphère. En général les liquides bouillent dans le vide à une chaleur moindre de 60°, que celle qu'ils exigent à la pression ordinaire de l'atmosphère (*Black's, Lectures*, I, 151); et même les variations ordinaires dans le poids de l'air, que mesure le baromètre, suffisent pour causer une différence dans le point d'ébullition de l'eau d'environ 2°, entre les deux extrêmes (1). En montant à des hauteurs considérables, comme au sommet des montagnes, les liquides bouillent à une chaleur moins considérable; ainsi, au sommet du Mont-Blanc, Saussure a trouvé que l'eau bouilloit à 86°.

(1) Sir G. Shuckburgh *Philosophical Transactions*, LXXIX, 375.

On peut aussi conclure des expériences simples que nous allons rapporter, l'influence de la diminution de la pression pour faciliter l'ébullition. Placez sur une lampe une bouteille de Florence remplie d'eau environ aux trois quarts, faites bouillir brusquement pendant quelques minutes, et bouchez fortement à l'instant où vous ôterez le vase de dessus la lampe, et renversez-le. L'eau cessera alors de bouillir; mais en refroidissant la partie convexe de la bouteille dans un bain d'eau froide, l'ébullition se renouvellera. En faisant tomber de l'eau bouillante avec le bec d'une théière, sur la même partie du vase, l'eau cessera de bouillir. Ce renouvellement de l'ébullition par l'application du froid (qui semble un paradoxe), est dû à la formation d'un vide imparfait sur la surface de l'eau, par la condensation de la vapeur; et la suspension de l'ébullition par la réapplication de la chaleur, provient du renouvellement de pression sur la surface de l'eau, produit par la formation d'une nouvelle vapeur. On peut conclure de ces faits, que les parties du calorique se repoussent mutuellement, et qu'elles communiquent leur tendance repulsive aux corps dans lesquels le calorique est contenu. Ce pouvoir répulsif, qui tend à changer les solides en fluides, et les liquides en corps aériformes, se trouve principalement combattu par la pression de l'atmosphère.

Mais si cette force opposée étoit enlevée, plusieurs corps qui sont maintenant sous forme liquide, cesseroient d'exister dans cet état, et seroient changés en gaz; l'une ou l'autre de ces forces prévalant, le même effet en résulteroit donc exactement. Ajoutez à certains liquides une quantité donnée de calorique, ou, en d'autres termes, placez-les dans une plus haute température, ils

se convertiront immédiatement en gaz; ou bien, leur température restant la même, diminuez le poids de l'atmosphère, et le calorique que ces corps contiennent exercera sa tendance répulsive avec un effet égal, et ils seront, de la même manière, convertis en gaz. Ces faits seront mieux entendus par les expériences suivantes sur l'éther.

1. L'éther à la température de 40°, existe à l'état de gaz : remplissez une jarre avec de l'eau à cette température, et retournez-la dans un vase rempli du même liquide; en y introduisant alors un peu d'éther au moyen d'un petit tube de verre fermé à une extrémité, l'éther s'élevera au haut de la jarre, et dans son ascension, il se changera en gaz, remplira toute la jarre d'un fluide élastique invisible; en faisant refroidir la jarre, le gaz éthéré se condensera, et elle se remplira d'eau.

2. L'éther se change en gaz par la diminution du poids de l'atmosphère. Dans un tube de verre d'environ 125 millim. de long, et 12 millimètres de diamètre, versez une cuillérée d'éther et remplissez le reste du tube avec de l'eau; ayant placé le pouce sur l'ouverture du tube, plongez-le renversé dans une jarre d'eau. Mettez le tout sous le récipient d'une machine pneumatique et faites le vide, l'éther se changera en gaz, qui chassera entièrement l'eau du tube. En admettant de nouveau l'air dans le récipient, le gaz sera condensé sous la forme liquide.

IV. *Au contraire par un accroissement considérable de pression, l'eau peut être chauffée à 204°, sans se changer en vapeurs.*

Cette expérience exige un vase de fer très-épais, appelé digesteur de Papin, dont on peut voir le dessin dans la Chimie de Green. On pourra s'assurer aussi, au moyen de la petite bouilloire, *Pl.* V, *Fig.* 46, que le point de l'ébullition de l'eau à la température de la vapeur, est élevé par une augmentation de pression. La forme exacte et le mode de construction de cet instrument se trouvent dans l'*Appendice*. Sur le robinet *c* on peut visser, au besoin, une soupape chargée dans la proportion de 5 kilogrammes pour 6 centim. carrés; la bouilloire étant ensuite à moitié remplie avec de l'eau, et le couvercle perforé *d* étant mis en place, on posera la boule du thermomètre à 25 millim. ou plus au-dessus de la surface de l'eau; il indiquera la température du liquide, ainsi que celle de la vapeur, chacune d'elles étant dans tous les cas exactement la même. En laissant la vapeur s'échapper au travers du robinet *c*, sur lequel on a fixé la soupape, sa température sera de 100° à la pression moyenne de l'atmosphère; en chargeant la soupape d'un poids double, elle s'élèvera jusqu'à 115°. Par une charge deux fois aussi forte que la première ou dans la proportion de 10 kilogr. au pouce carré, la température de la vapeur montera à 164°. Cet appareil n'est pas suffisant pour conduire plus loin l'expérience; mais en substituant à la bouilloire un vase de fer très-fort, on a obtenu des nombres que l'on trouvera dans l'Appendice sous la forme de tables.

V. *Les liquides pendant leur évaporation absorbent du calorique.*

Humectez un thermomètre avec de l'alcool ou avec de l'éther, et exposez-le à l'air en répétant alternativement ces opérations; le mercure du thermomètre descendra à chaque exposition, parce que la liqueur volatile lui enlève sa chaleur pour s'évaporer. On peut de cette manière (surtout à l'aide d'un appareil décrit par M. Cavallo dans les *Transactions Philosophiques*, 1781, page 509) congeler de l'eau dans une petite boule de verre au moyen de l'éther. On peut obtenir aussi le même effet en plongeant le tube qui contient l'eau, dans un petit vase rempli d'éther placé sous le récipient d'une machine pneumatique. L'éther flottera à la surface de l'eau; pendant qu'on fera le vide dans le vase, l'éther s'évaporera avec promptitude; et privant l'eau de sa chaleur, la congélera completement. Ainsi on a le singulier spectacle de deux fluides en contact l'un avec l'autre, dont l'un est en ébullition, et l'autre en congélation dans le même moment.

VI. *La fixation du calorique dans l'eau, pour sa conversion en vapeurs, peut être démontrée par les expériences suivantes :*

1. Prenez un kilogramme d'eau à 100°, et 8 de limaille de fer à 150°, et mêlez-les promptement ensemble; il se formera à l'instant une grande quantité de vapeurs, et la température du mélange sera seulement de 100°; celle de la vapeur produite ne sera aussi que de 100° : cette vapeur doit cependant contenir, sous une forme latente et combinée, tout le calorique qui

élève la température de 8 kilog. de limaille de fer de 100 à 150°.

2. On peut connoître approximativement la quantité de calorique qui devient latente pendant la formation de la vapeur, en répétant les expériences suivantes du docteur Black. Il prit deux vases cylindriques d'étain à fond plat, de 127 mill. de diamètre, contenant une petite quantité d'eau à 10°, il les plaça sur une plaque de fer rouge, comme celles employées dans les cuisines. En quatre minutes, l'eau commença à bouillir, et en vingt minutes, elle étoit toute évaporée. En quatre minutes, l'eau reçoit donc 90° de chaleur ou 22°,50 par minute. Si nous supposons donc que la chaleur continue d'entrer dans l'eau en même proportion durant tout le temps de l'ébullition, nous pourrons conclure que 450° sont entrés dans l'eau et contenus dans la vapeur.

On à trouvé par l'expérience que 38 kilogrammes de charbon de Newcastle, ou 50 kilogr. de charbon de moyenne qualité, employés de la manière la plus convenable, sont nécessaires pour l'évaporation de 340 millimètres cubes d'eau : un kilogramme de charbon peut donc être considéré, d'après cette estimation, comme pouvant convertir environ 7 millim. d'eau en vapeurs.

VII. *L'eau, par sa conversion en vapeurs, augmente considérablement de volume, c'est-à-dire, d'après les expériences de M. Watt, à peu près de 1800 fois.*

Un centimètre cube d'eau occupe donc, quand il est converti en vapeur, l'espace de plus de 18 décimètres cubes. Alors sa pesanteur spécifique sous la pression ordinaire, est à celle de l'air commun comme 450 : 1000.

VIII. *Les vapeurs pendant leur conversion en eau, dégagent ou laissent échapper beaucoup de calorique.*

On évalue la quantité de chaleur dégagée par la condensation de la vapeur, par les expériences suivantes. Mêlez 100 kilogr. d'eau à 10° avec 1 kilogr. à 100°, la température de l'eau s'élèvera de 1 degré : condensez, par le moyen d'un serpentin, 1 kilogr. d'eau à l'état de vapeur par 100 kilogr. à la température de 10°, et l'eau s'élèvera de 6°. De là 1 kilogr. d'eau obtenue par la condensation de la vapeur, élève la température de 100 kilogr. d'eau froide de 5° de plus que 1 kilogramme d'eau bouillante. D'après cela, il paroît que le calorique communiqué à 100 kilogr. d'eau par 5,900 kilogr. de vapeurs condensées en 1 kilogramme de même liquide, élève sa température de 450°. (*Black's, Lectures, I,* 169).

Lorsqu'on voudra employer, pour obtenir le même effet, un petit appareil qui puisse être placé sur une table et chauffé avec une lampe, il sera bon de se servir de celui que nous avons décrit ci-dessus, *Fig.* 46, *Pl.* V. On adapte le tube courbé à angle droit *e* au robinet *b*, et on le fait plonger jusqu'au fond d'une jarre contenant une quantité connue d'eau à une température donnée. Le tube et la jarre doivent être enveloppés d'une flanelle en plusieurs doubles. L'appareil étant ainsi disposé, on met de l'eau dans la bouilloire chauffée avec une lampe d'Argant à double mèche concentrique, jusqu'à ce que la vapeur s'échappe en quantité considérable au travers du robinet *c* qui doit être

fermé. La vapeur passera d'abord par le tube recourbé dans la jarre, au travers de l'eau qui la condensera, et dont la température s'élèvera beaucoup. On s'assure de l'augmentation de température et du poids, et le résultat fait connoître de combien la température d'un poids donné d'eau a été élevée par un certain poids de vapeur condensée. Ajoutez a une quantité d'eau égale en poids et en température à celle contenue dans la jarre de la précédente expérience, une autre quantité d'eau à 100°, égale en poids à la vapeur condensée, vous trouverez, en comparant les deux températures résultantes, qu'un poids donné de vapeur a produit par sa condensation une plus grande élévation de température que la même quantité d'eau bouillante. Cela s'entendra mieux par l'exemple suivant :

Dans 240 grammes d'eau à 10° degrés, contenus dans une jarre de verre *f*, *Fig.* 46, *Pl.* V, faites passer la vapeur de l'eau contenue dans la bouilloire, jusqu'à ce que la température de l'eau dans la jarre s'élève à 78°. En pesant l'eau, vous trouverez qu'elle gagne 264 gr., c'est-a-dire, qu'il y a précisément 264 grammes de vapeur condensée, et qui cède sa chaleur à l'eau. Pour faciliter l'explication de ces expériences, il est nécessaire d'ajouter les remarques suivantes :

Un problème en Chimie, qui n'a pas encore été résolu, est de mesurer la quantité absolue de calorique contenue dans les corps; mais les quantités de calorique ajoutées ou soustraites a différens corps (en les mettant à part dans une température donnée) peuvent être dans quelques cas mesurées et comparées avec une grande exactitude. Par exemple, si, comme il a été bien établi ci-dessus, on mêle deux parties d'eau à 120° avec deux

parties à 60°, la moitié du calorique de l'eau chaude passe à l'eau froide, c'est-à-dire, que l'eau chaude se refroidit de 30°, et que l'eau froide reçoit 30° de température; et si l'expérience a été conduite avec les précautions nécessaires, la température du mélange donnera 90°, ou la moyenne arithmétique des parties séparées. Si on mêle trois parties d'eau à 100°, avec une partie à 60°, on aura la même quantité de chaleur que ci-dessus, c'est-à-dire, 4 parties d'eau à 90° De là si on multiplie la quantité d'eau par la température, le produit sera une mesure comparative de la quantité de calorique que l'eau contient excédant le zéro du thermomètre employé.

Ainsi, dans le dernier exemple,

3 × 100 = 300 = le calorique au-dessus de zéro dans la première portion.
1 × 60 = 60 = le calorique au-dessus de zéro dans la seconde.

La somme 360 = le calorique au-dessus de zéro dans le mélange.

En divisant 360 par 4, quantité absolue de l'eau, nous obtenons 90° pour la température du mélange.

Ce calcul peut être appliqué à un grand nombre de cas. Ainsi, dans la précédente expérience, 8 $\frac{1}{2}$ grammes de vapeurs à 100°, ajoutés à 64 kilogrammes d'eau à 50°, ont produit 72 $\frac{1}{2}$ kilogrammes d'eau à 173°. Alors,

72 $\frac{1}{2}$ × 173 = 12542 $\frac{1}{2}$ = toute la chaleur du mélange.
64 × 50 = 3200 = la chaleur de 64 grammes d'eau, l'une des parties composantes;
9342 $\frac{1}{2}$ = la chaleur de 8 $\frac{1}{2}$ grammes, l'autre partie composante.

Donc 9342 $\frac{1}{3}$ divisés par 8 $\frac{1}{1}$ = 1093 ont donné la température de la dernière portion, c'est-à-dire 8 $\frac{1}{1}$ gr., et aucune quantité de la chaleur n'est devenue latente, et 1099 — 212° = 887 donne la chaleur latente de la vapeur. Ce résultat ne diffère de celui de M. Watt, qui établit la chaleur latente de la vapeur à 900 ou 950°, (*Black's Lectures*, pag. 174) qu'à cause de l'inexactitude inévitable dans ces sortes d'expériences. Lavoisier, à l'aide de son calorimètre l'a trouvée de 1000, c'est-à-dire un peu plus forte (*ibid.* 175).

IX. *Le même poids de vapeur contient, quelle que puisse être sa densité, la même quantité de calorique : sa chaleur latente étant augmentée dans la même proportion que sa chaleur sensible est diminuée et vice versâ.*

Ce principe, à peine susceptible d'une démonstration rigoureuse par l'expérience, est cependant d'une grande importance, et faute de l'avoir connu, plusieurs personnes ont fait des essais inutiles sur l'économie du feu dans les machines à vapeurs. Les expériences de M. Watt ont déterminé depuis long-temps que la vapeur d'eau a une force moins grande que l'air, puisqu'elle ne peut supporter 760 millimètres de mercure (*Black*, I, 190). Comme on sait que l'ébullition des liquides a lieu à un degré de chaleur beaucoup moins élevé en diminuant la pression, il semble raisonnable de soupçonner que dans ces circonstances on peut obtenir la vapeur de ces liquides avec une moindre dépense de chaleur. M. Watt a trouvé que l'eau peut aisément être distillée dans le vide seulement, à la température de 21°. Mais en con-

densant la vapeur formée à cette température, et observant la quantité de chaleur qu'elle communique à un poids donné d'eau, il a déterminé que sa chaleur latente au lieu d'être seulement de 460°, est entre 570 et 634°.

Le même principe peut être expliqué aussi par les faits suivans, qui m'ont été fournis par M. Eward. Supposons que dans un cylindre muni d'un piston, nous ayons une certaine quantité de vapeur, et qu'on le comprime soudainement par un coup de piston à la moitié de son volume. Aucune portion de la vapeur ne sera condensée; mais elle acquerra une élasticité double, et sa température sera considérablement augmentée. Maintenant si nous supposons le cylindre non-conducteur de la chaleur, ou que nous prenions le moment qui suit instantanément la compression avant qu'elle ait eu le temps de s'échapper, il est évident que la chaleur sensible et la chaleur latente de la vapeur prises ensemble avant la compression sont exactement égales à celle de la vapeur condensée; mais dans la vapeur dense, la chaleur sensible est augmentée, et la chaleur latente proportionnellement diminuée. Ces phénomènes sont la conséquence de ce principe, que la capacité des fluides élastiques pour le calorique est uniformément diminuée par un accroissement de leur densité.

La grande quantité de calorique latent dans la vapeur rend son application extrêmement utile pour les opérations pratiques. Ainsi l'eau peut être échauffée, comme dans l'expérience précédente, à une distance considérable de la source de la chaleur en alongeant le tuyau conducteur e. Avec la vapeur on peut échauffer l'eau des bains que, dans certains cas de maladie, il est im-

portant d'avoir près du lit d'un malade, car l'eau, par la vaporisation de laquelle on veut échauffer le bain peut être placé dans la cave de la maison, et la vapeur amenée par un tuyau dans les appartemens supérieurs. On peut aussi employer la vapeur a échauffer et à évaporer l'eau sans en augmenter la quantité, circonstance, qui, dans certains cas peut être d'une grande importance. La fig. 46, *Pl.* V, *g* représente un appareil pour faire bouillir l'eau par la condensation de la vapeur. On reçoit la vapeur entre le vase qui contient l'eau que l'on veut échauffer et un vase extérieur plus grand : cette vapeur cède son calorique à l'eau à travers la substance du vase, et ainsi condensée, elle retourne à la bouilloire par un tuyau perpendiculaire. La figure 46, *Pl.* V, *h* représente un changement de forme de cet appareil, plus propre à l'évaporation. Cette méthode d'évaporer est très-bonne pour la concentration des liquides qui sont décomposés ou altérés par une température plus élevée que celle de l'eau bouillante, comme pour les extraits médicinaux, le desséchement des précipités, etc. Quand on emploie ces vases, il est nécessaire de les entourer avec quelque mauvais conducteur du calorique : pour de petits appareils, on place plusieurs morceaux d'étoffe de laine, mis l'un sur l'autre, et quand les vases sont construits en grand pour l'usage pratique, on supplée à l'étoffe par des ouvrages en briques.

SECTION V.

Calorique spécifique.

Des poids égaux du *même* corps à la même température, contiennent la même quantité de calorique, mais des poids égaux *de différens* corps à la même température contiennnent des quantités inégales de calorique. La quantité de calorique que contient un corps comparée avec celle contenue dans un autre, est appelée *Calorique spécifique*, et le pouvoir ou la propriété qui rend les corps capables de retenir différentes quantités de calorique, a été nommé *Capacité pour le calorique.*

On emploie la méthode suivante pour déterminer le calorique spécifique ou les quantités comparatives de calorique contenues dans les différens corps.

On a déjà observé ci-dessus, que des poids égaux du même corps, à différentes températures, donnent, par le mélange, la moyenne arithmétique; ainsi la température d'une partie d'eau chaude, et d'une d'eau froide est après le mélange, à peu près, la moyenne exacte entre les deux extrêmes, mais ce n'est plus la même chose quand on emploie des quantités égales de différens corps à différentes températures.

A. Si on mêle un litre de mercure à 37° avec un litre d'eau à 14°, la température résultante ne sera pas 23° (moyenne arithmétique), mais seulement 15°. De là le mercure perd 8° de chaleur, qui néanmoins n'élèvent la température de l'eau que de 4°, ou, dans d'autres termes, il faut une plus grande quantité de calorique pour élever la température d'un litre d'eau que pour élever du même nombre de degrés celle d'un litre de mercure. On

conclut de là que l'eau a une capacité plus grande pour le calorique que n'en a le mercure.

B. On peut faire l'expérience d'une manière contraire, en chauffant l'eau à un plus haut degré que le mercure. Si l'eau est à 100°, et le mercure à 40°, la température résultante sera à peu près 80°, parce que le litre d'eau contient plus de calorique qu'il n'en faut pour élever le mercure à la température moyenne.

C. Enfin, si nous prenons deux mesures de mercure et une d'eau, étant indifférent laquelle de ces deux substances est la plus chaude, la température résultante sera la moyenne entre les deux extrêmes : par exemple, 70°, si les extrêmes sont 100° et 40° ; il est manifeste par-là que la même quantité de calorique que perd une mesure d'eau plus chaude de 30°, suffit pour élever deux mesures de mercure d'un même nombre de degrés. Le mercure a donc une moindre capacité que l'eau pour le calorique dans la proportion de 1 à 2, quand on prend des mesures égales de chaque.

Si nous prenons des poids égaux de mercure et d'eau, au lieu de mesures égales, la disproportion entre le calorique spécifique de ces corps sera plus grande. Ainsi un kilogramme d'eau à 100°, mêlé avec un de mercure à 40°, donne une température de 97 $\frac{1}{2}$ ou 27° $\frac{1}{2}$ au-dessus de la moyenne arithmétique. Dans ces expériences l'eau étant refroidie de 100 à 97° $\frac{1}{2}$ a perdu une quantité de calorique qui réduit sa température seulement de 2° $\frac{1}{2}$, mais ce calorique communiqué à un kilogr. de mercure, a produit une élévation qui n'est pas moindre que 57° $\frac{1}{2}$. Par conséquent une quantité de calorique nécessaire pour élever un kilogr. d'eau de 2° $\frac{1}{2}$, suffit pour élever celle d'un kilogr. de mercure de 57° $\frac{1}{2}$, ou par une règle

de proportion le calorique qui élèvera la température de l'eau de 1°, élèvera celle d'un kilogr. de mercure d'environ 23°. On peut conclure de là que la quantité de calorique contenue dans l'eau, est à celle existant dans le même poids de mercure, comme 1 est à 23; ou en établissant le calorique de l'eau à 1°, celui du mercure sera de $\frac{1}{23}$ de degré (1).

Quand on étend cette comparaison à une grande quantité de corps, on voit qu'ils diffèrent considérablement en capacités pour le calorique. On trouvera les résultats de beaucoup d'expériences de cette espèce dans une table de chaleurs spécifiques. (*Voyez l'Appendice*).

La capacité des corps pour le calorique influe considérablement sur le degré auquel ils sont échauffés ou refroidis. En général, les corps sont d'autant plus promptement échauffés et plus lentement refroidis, qu'ils ont une plus grande capacité pour le calorique (2). Ainsi, quand du mercure et de l'eau seront placés en quantités égales, à des distances aussi égales du feu, le mercure s'échauffera plus rapidement que l'eau, et en le retirant du feu, il se refroidira avec une vîtesse proportionelle beaucoup plus grande. En établissant les degrés comparatifs de refroidissement on peut déterminer avec assez d'exactitude la chaleur spécifique des corps, et particulièrement d'une classe de corps (les gaz), sur lesquels on ne peut facilement opérer de toute autre manière. (*Voyez Leslie on Heat*, chap. XXI).

---

(1) Les nombres que j'ai donnés ci-dessus, et qui diffèrent de ceux établis communément sont employés sur l'autorité de M. Dalton.

(2) Voyez Martine on *Heat*, pag 74.

CHAPITRE IV.

De la Lumière.

Les lois de la *Lumière*, par rapport aux phénomènes de son mouvement et au sens de la vision, constituent la science de l'*Optique*, et sont par là, des objets non pas de chimie, mais de philosophie naturelle. La lumière est cependant susceptible de produire des effets chimiques importans, et d'entrer dans diverses combinaisons chimiques. Son action s'exerce pour la plus grande partie en désoxidant les corps, et des faits de cette espèce ne peuvent être parfaitement compris avant d'avoir décrit deux classes importantes de corps, c'est-à-dire les oxides et les acides. J'établirai donc, seulement ici, quelques-uns de ses effets les moins compliqués, et j'indiquerai son action sur différens corps que nous soumettrons, dans la suite, à beaucoup d'expériences.

I. On sait bien que la lumière, dans l'état où elle frappe l'organe de la vision, n'est pas un corps simple, mais qu'elle peut être divisée en sept rayons primitifs ou couleurs, c'est-à-dire, le rouge, l'orangé, le jaune, le vert, le bleu, l'indigo et le violet. Ils sont réfrangibles dans l'ordre ci-dessus, le rouge l'étant le moins, et le violet le plus. L'image formée par ces différens rayons ainsi séparés, constitue *le spectre solaire*.

II. La chaleur et la lumière ne se présentent pas dans des degrés correspondans dans les divers points du spectre solaire. Eu égard au pouvoir *éclairant* de chaque couleur, le docteur Herschell a trouvé que les rayons

rouges sont loin de le posséder dans un degré éminent. L'orangé a cette propriété à un plus haut degré que le rouge, et le jaune éclaire les objets beaucoup plus parfaitement. Le maximum de lumière est dans le jaune brillant ou le vert pâle. Le vert lui-même est à peu près aussi brillant que le jaune, mais le pouvoir éclairant du vert foncé diminue sensiblement. Celui du bleu est à peu près de pair avec le rouge, l'indigo est moins fort que le bleu, et le violet est très-foible. (*Philosophical transactions*, 1800, pag. 267.)

III. Le pouvoir *échauffant* des rayons suit un ordre différent. Si on place successivement la boule d'un thermomètre à air bien sensible entre chaque rayon coloré, cet instrument indiquera la plus grande chaleur dans le rayon rouge, ensuite dans le vert, et en diminuant jusqu'au violet. Le docteur Herschell a déterminé comme il suit l'effet précis des différens rayons :

Le thermomètre s'élève				
dans le bleu en	3	minutes de	12°,78	à 13°,33
vert en	3	. . . . .	12,22	à 12,78
jaune en.	3	. . . . .	13,33	à 16,67
vert foncé en . .	2½	. . . . .	13,33	à 22,22
les bords du rouge en	2½	. . . . .	14,44	à 23

IV. Quand le thermomètre est placé entièrement hors des bords du *rayon rouge*, mais que la boule est située dans la ligne du spectre, il s'élève plus que dans le rayon rouge, et continue à monter jusqu'à 12 millimètres au-delà de l'extrémité du rayon rouge. Dans cette situation, entièrement hors de la lumière visible, le thermomètre, en 2 minutes et demi, s'élève de 16°,11 à 26°, 11. La boule du thermomètre employé à cet objet doit être

extrêmement petite et noircie avec de l'encre de la chine. Un thermomètre à air est préférable à celui à mercure, parce qu'il est affecté par les plus petits changemens de température. *Ces rayons invisibles donnant de la chaleur*, peuvent être réfléchis par le miroir, et réfractés par la lentille, exactement de la même manière que les rayons lumineux.

V. Au-de là des confins du spectre, sur l'autre côté, c'est-à-dire, un peu au-delà du rayon violet, le thermomètre n'est pas affecté, mais il est remarquable que dans cette place ce sont aussi des rayons invisibles d'espèce différente qui exercent tout l'effet chimique des rayons lumineux, et même avec plus d'énergie. Une des propriétés chimiques de la lumière, que nous établirons par la suite, est le changement prompt qu'elle opère du blanc au noir sur le muriate d'argent nouvellement précipité (*Voyez* chap. XVIII, sect. 4). Cet effet est produit plus rapidement par la lumière directe du soleil, et les rayons séparés par le prisme jouissent de cette propriété à différens degrés. Le rayon bleu, par exemple, effectue sur le muriate d'argent, en 15 secondes, un changement que le rayon rouge n'accomplit qu'en 20 minutes; et généralement parlant, ce pouvoir diminue à mesure que l'on s'éloigne de l'extrémité violette; mais entièrement hors du spectre, et au-delà du rayon violet l'effet se produit toujours. Il paroît d'après cela que le corps de la lumière consiste en rayons de trois espèces distinctes, ceux qui excitent la chaleur et produisent l'oxidation, les rayons lumineux et les *rayons désoxidans*. Leur effet sur le phosphore nous fournira un exemple frappant des différens pouvoirs de ces divers rayons. Dans les rayons au-delà de l'extrémité rouge

le phosphore est échauffé, fume et dégage une vapeur blanche; mais ces effets cessent à l'instant, en exposant le phosphore aux rayons désoxidans qui sont au-delà de l'extrémité violette.

VI. Il y a cependant une exception établie par le docteur Wollaston au pouvoir désoxidant des rayons dont on a parlé. La substance appelée gomme gaiac, a la propriété, quand elle est exposée à la lumière, de changer de couleur du jaunâtre au vert, et il a reconnu que cet effet a lieu par l'absorption de l'oxigène: maintenant, dans le rayon le plus réfrangible qui est au-delà de l'extrémité violette, il trouva que cette substance devenoit verte, et étoit ensuite changée en jaune par les moins réfrangibles, c'est précisément le contraire de ce qui arrive au muriate d'argent, qui est noirci ou désoxidé par les premiers, et dont la couleur reparoît, ou qui est de nouveau oxigené par les seconds.

VII. Certains corps ont la propriété d'absorber les rayons de lumière en totalité, de les retenir quelque temps, et de les laisser échapper sans changement et sans être accompagnés de chaleur sensible. Ainsi, dans une expérience de Dufay, un diamant exposé au soleil, et immédiatement couvert de cire noire, brilla dans l'obscurité, plusieurs mois, dès qu'on en eut ôté la cire. Les corps doués de cette propriété sont appellés *phosphores solaires*, tels sont le phosphore de Canton, de Baudoin, d'Homberg et de Bologne, que nous décrirons dans la suite. A la même classe appartiennent plusieurs corps naturels qui retiennent la lumière et la laissent échapper sans changement. Ainsi la neige est un vrai phosphore solaire naturel. Telle est quelquefois aussi la mer quand elle est agitée, les poissons possèdent la

même proprieté, et les vers luisans appartiennent à la même classe de corps. Ces phénomenes sont indépendans de toute espèce de combustion : car les phosphores artificiels, après leur exposition aux rayons du soleil, brillent dans l'obscurité, quand ils sont placés dans le vide de la machine pneumatique ou sous l'eau, etc. où il n'y a pas d'air pour effectuer la combustion.

VIII. Le dégagement de lumiere des phosphores solaires est facilité par l'application d'une forte chaleur, et ces corps, après avoir cessé de luire a la température ordinaire, dégagent de nouveau de la lumière, quand on augmente la chaleur. Plusieurs corps qui ne dégagent pas de lumière en émettent, et deviennent phosphorescens quand ils sont échauffés. Ainsi le fluate de chaux en poudre devient lumineux quand on le projette sur une plaque de fer chauffée a une température au-dessus de l'eau bouillante. Le jaune d'œuf séché devient lumineux quand on le chauffe, et le suif a la même propriété pendant sa liquéfaction. Pour produire ce dernier effet, il est nécessaire de placer un morceau de suif sur un charbon chauffé au-dessous de l'ignition, et de faire l'expérience dans un lieu obscur.

IX. Le frottement dégage aussi de la chaleur : ainsi deux morceaux de roseau commun frottés fortement ensemble, et portes dans l'obscurité, émettent une lumière foible. Deux cristaux de borax ont la même propriété, d'une manière beaucoup plus remarquable.

X. La lumière se dégage dans certains cas de combinaison chimique. Quand la combustion fait partie du phénomène, on sait que cet effet a lieu ; mais il se dégage de la lumiere dans d'autres cas où il n'y a pas de combustion. Ainsi, de la magnésie nouvellement

préparée, à laquelle on ajoute subitement de l'acide sulfurique concentré dégage de la chaleur et de la lumière.

XI. Pour mesurer l'intensité relative de la lumière des diverses sources, on a inventé un instrument appelé *photomètre.* Celui que le comte de Rumford a décrit dans le 84ᵉ volume des *Transactions philosophiques*, étant fondé sur des principes d'optique, ne doit pas strictement faire partie de cet ouvrage. Il est construit sur le principe que le pouvoir d'un corps en combustion pour éclairer un espace donné, est directement, comme l'intensité de la lumière, en raison inverse du carré de la distance. Si deux lumières inégales éclairent une même surface à angles égaux, et qu'on interpose entre chacune d'elles et la surface éclairée, un corps opaque, les deux ombres différeront en intensité; car l'ombre formée en interceptant la plus grande lumière, sera éclairée par la lumière la plus foible, et au contraire l'autre ombre sera éclairée par la plus forte. C'est-à-dire que la plus grande lumière sera accompagnée de l'ombre la plus forte; mais il est aisé, en éloignant cette lumière à une distance plus grande de rendre l'ombre qu'elle produit, égale à celle la plus foible, ou précisément de la même intensité. Cette égalisation étant effectuée, la quantité de lumière émise par chaque lampe ou chaque chandelle, sera comme le carré de la distance du corps brûlant à la surface blanche.

Le photomètre de M. Leslie est fondé sur un principe différent, c'est-à-dire que la lumière produit de la chaleur en proportion de son absorption. Le degré de chaleur produite, et conséquemment de lumière absorbée se mesure par l'expansion d'une portion d'air renfermée

dans un tube. On peut voir une description exacte de l'ingénieux instrument de M. Leslie, avec la figure, dans son ouvrage *sur la Chaleur*, ou dans le 3e. volume du *Journal de Nicholson*, in-4°. Sa forme a une grande ressemblance avec le thermomètre différentiel décrit ci-dessus, pag. 111 et représenté *Pl.* I, *Fig.* 7. Cependant, comme les boules de ce dernier instrument sont transparentes, il n'arrive pas de changement dans le liquide coloré, quand il est exposé à des variations de lumière. Mais dans le photomètre on rend opaque une des boules, soit en dépolissant le verre, soit en le couvrant de peinture noire, et d'après cela cette boule absorbe la lumière incidente qui passe par la boule transparente. L'air qui y est contenu s'échauffant plus que celui de l'autre boule, pousse par sa plus grande élasticité le liquide vers l'autre extrémité. Une échelle graduée mesure l'effet produit, et la cloche qui recouvre l'instrument empêche qu'il ne soit influencé par la température de l'atmosphère.

CHAPITRE V.

Des Gaz.

SECTION PREMIÈRE.

Des Appareils pour les Gaz.

Pour faire les expériences sur les gaz, il est essentiel d'avoir beaucoup d'appareils que nous n'avons pas encore décrits. Je ne ferai mention ici que de ceux nécessaires pour faire quelques expériences générales sur cette classe intéressante de corps.

Les appareils nécessaires pour les expériences sur les gaz, consistent, d'une part, en vaisseaux propres à contenir les matériaux qui les fournissent; et de l'autre, en vaisseaux pour recevoir les gaz et les soumettre aux expériences.

1. Des bouteilles de verre garnies de bouchons et de tubes recourbés, suffisent (*Pl.* II, *Fig.* 18) pour obtenir des gaz qu'on peut se procurer sans une grande chaleur. Il faut en avoir de plusieurs grandeurs et de formes diverses, propres à différentes opérations. Si on ne peut en avoir, on pourra se contenter d'une bouteille de Florence à laquelle on adaptera au besoin un bouchon traversé par un tube de verre recourbé, ou par un tube d'étain.

Les gaz qui exigent pour leur dégagement une chaleur rouge, peuvent être obtenus en chauffant la substance capable de les fournir, dans des cornues ou des tubes de terre, ou dans un canon de fusil dont la lumière a été bouchée avec une cheville de fer. A l'ouverture du canon doit être placé un tube de verre recourbé, pour conduire les gaz dans des appareils convenables.

On vend à Londres, chez les marchands d'instrumens, un appareil propre à obtenir les gaz qui se dégagent à une chaleur rouge : il consiste en une cornue de fonte de fer, à laquelle est jointe à frottement un tube de métal qui conduit les gaz, et par le moyen duquel on peut les recevoir à une distance assez grande. Il est représenté en place entre les barres d'une grille de fourneau (*Pl.* IX, *Fig.* 85, *a*, *b*).

2. Pour recevoir les gaz, on a besoin de cloches ou jarres de verre de diverses grandeurs (*Fig.* 21, 22, 23,

Pl. II), dont quelques-unes doivent être tubulées au sommet et garnies de bouchons de verre à l'émeri; d'autres pourvues d'une boîte à cuir, et de vis pour recevoir des ballons (*Fig.* 22, *Pl.* II). Il est nécessaire d'avoir plusieurs de ces derniers (ballons), et on doit attacher fortement à quelques-uns des vessies ou des bouteilles élastiques pour transporter les gaz. Quelques-unes de ces cloches doivent être graduées en centimètres cubes.

Pour se servir de ces cloches, il est nécessaire d'avoir un vase capable de contenir plusieurs seaux d'eau. Il peut être de bois, s'il est d'une grande dimension, ou d'étain vernissé ou peint, s'il est petit. La planche IV, *fig.* 41, *ff*, représente une coupe de cet appareil, que l'on a nommé réservoir pneumato-chimique ou cuve pneumatique; sa grandeur peut varier selon celle des cloches employées; et à deux ou trois pouces au-dessous des bords, il doit y avoir une planche sur laquelle on conserve en sûreté les cloches, quand elles sont remplies d'air; cette planche doit être percée de plusieurs petits trous auxquels on peut souder des entonnoirs renversés.

Pour connoître la pureté de l'air au moyen du gaz nitreux, il est nécessaire de se procurer un tube de verre d'environ 325 mill. de longueur et 20 mill. de diamètre (*Fig.* 24, *Pl.* II), fermé à une de ses extrémités et divisé en centimètres cubes et en millimètres cubes. On doit avoir aussi une petite mesure contenant environ 31 centim. cubes, et graduée de la même manière. Pour employer la solution de gaz nitreux dans le sulfate de fer liquide (Invention heureuse de M. Davy qui laisse peu à desirer pour l'eudiométrie.), il convient d'avoir des tubes de verre d'environ 125 mill. de long et 12 mill.

de largeur, divisés en décimales; outre cela, il faut se munir d'un entonnoir (*Fig.* 19, *Pl.* II), pour transporter les gaz d'un vase large dans un autre plus étroit.

Un appareil presque indispensable dans les expériences sur cette classe de corps, est un *gazomètre*, instrument qui donne la faculté de rassembler et de conserver de grandes quantités de gaz, seulement à l'aide de quelques livres d'eau. Il y a de grandes variétés dans la forme de cet appareil; mais ici je n'ai d'autre vue que d'expliquer sa construction générale et ses usages.

Il consiste en un vase extérieur *d* (*Fig.* 35, *Pl.* IV) fixé à un autre intérieur mobile *c*, tous les deux en fer vernissé. Ce dernier glisse aisément en haut et en bas dans l'autre, et est suspendu à des cordes passant sur des poulies, auxquelles sont attachés des contrepoids *ee*. Pour éviter l'accumulation d'un grand poids d'eau, le vase extérieur *d* est double ou composé de deux cylindres, dont l'intérieur est fermé en haut et en bas. On laisse seulement l'espace d'environ 12 millimètres entre les deux cylindres, comme on le voit par les lignes qui sont tracées. Le vaisseau *c* peut mouvoir facilement en haut, en bas, entre ces deux espaces; on remplit l'intervalle avec de l'eau, jusqu'au bord du cylindre extérieur. Le godet ou bord, au haut du vase extérieur, sert à empêcher l'eau de se répandre, quand le vase *c* est poussé en bas, situation dans laquelle on le place pour recueillir les gaz. Le gaz sort du vaisseau dans lequel il est produit, par le tube de communication *b*, et passe le long du tube perpendiculaire marqué par des lignes, dans la cavité du vaisseau *c*, qui continue à le recevoir jusqu'à ce qu'il soit plein.

Pour transporter le gaz ou pour l'employer à quelque usage, on ferme le robinet *b*, et on visse sur *a* une vessie vide ou une bouteille de gomme élastique, garnie d'un robinet. Quand on presse en bas, avec la main, le vase *c*, le gaz passe au travers du tube central par lequel il avoit monté; il s'échappe en *b* et continue de passer par un tube fixé à la partie inférieure du vase, et qui est terminé par le robinet *a*. Au moyen d'un bec d'ivoire vissé sur ce robinet, on peut respirer le gaz renfermé dans l'appareil, en bouchant les narines avec les doigts. Quand on veut transporter le vase dans une cloche de verre renversée sur l'eau, on employe un tube recourbé, dont une extrémité est vissée au robinet *b*, tandis que l'autre ouverture est placée sous un entonnoir renversé, fixé dans la planche d'une cuve pneumatique. (Voyez *Pl.* IV, *Fig.* 41, *c.*)

On a fait plusieurs changemens dans la forme de cet instrument; mais ils tendoient principalement à ajouter à sa propreté et à sa beauté, et non à son utilité, et ils le rendent moins susceptible d'explication. On retire assez généralement à présent les contrepoids *ee*, et le vase *c* est fréquemment en verre.

Quand on a besoin d'une grande quantité de gaz (comme dans une leçon publique), on fait usage d'un réservoir à gaz (gas-holder), *Pl.* IV, *Fig.* 36, il est fait en fer-blanc vernissé dedans et dehors. Deux tubes courts *a* et *c*, terminés par des robinets, sortent de ses côtés, et un autre *b* passe au milieu du couvercle auquel il est soudé, et descend jusqu'à 12 millimètres du fond. Il est convenable aussi d'avoir un ballon d'une grande dimension, fixé à l'entonnoir *b*. Si on veut faire repasser le gaz du gazomètre dans ce vaisseau, on le

remplit d'eau jusqu'à l'entonnoir; le robinet *a* étant ouvert, et celui *c* fermé, on met en communication, au moyen d'un tube horizontal, l'ouverture *a* avec *a* du gazomètre. Le robinet *b* étant fermé, on ouvre *a* et *c*, et on presse avec la main le vase *c* du gazomètre, *Fig.* 35, *Pl.* IV; le gaz sort alors du gazomètre, jusqu'à ce que le récipient soit rempli, ce que l'on connoît quand l'eau cesse de s'échapper au travers du robinet *c*. On ferme alors tous les robinets, et on sépare les vases. Pour employer ce gaz à quelque usage, on visse sur *a* une vessie vide, et on verse par l'entonnoir *b* une quantité d'eau égale à celle du gaz que l'on fait entrer dans la vessie. En alongeant le tube *b*, on peut ajouter la pression d'une colonne d'eau; et le gaz passant avec une grande vîtesse au travers d'*a*, peut être employé pour alimenter un chalumeau, etc. Il y a encore plusieurs autres modifications de cet appareil : la plus utile me paroît être celle de M. Pepys, qui consiste principalement à ajouter un godet peu élevé (*e*, *Pl.* IX, *Fig.* 85) au bas du récipient tubulé, et un tube de verre gradué *f*, qui donne la hauteur de l'eau, et par conséquent la quantité de gaz contenue dans le vaisseau. On trouvera des détails plus étendus dans la description de la IXe planche (1).

On emploie seulement le gazomètre que nous avons décrit, pour recevoir les gaz qui peuvent se conserver sur l'eau, parce que le mercure agiroit sur l'étamage et sur la soudure des vases, ce qui non seulement gâteroit,

(1) On peut voir aussi la description et les figures de plusieurs récipiens à gaz dans les 13, 24 et 27e volumes du *Magasin philosophique*.

mais encore détruiroit l'appareil. Il seroit donc desirable d'avoir un instrument de cette espèce, qui pût être employé avec le mercure, à cause du grand poids de ce fluide. On a déjà inventé deux gazomètres de cette espèce; l'un de verre, a été imaginé par M. Clayfield; on peut en voir le dessin dans la planche relative aux recherches de M. Davy. Dans l'autre, inventé par M. Pepys, la cuve pour recevoir le mercure est de fonte de fer. On en trouve le dessin et la description dans le 5e volume du *Magasin philosophique;* mais, comme ces instrumens ne sont pas essentiels aux étudians, et qu'ils sont seulement nécessaires dans des expériences de recherches, je crois qu'il suffit de renvoyer à la description exacte qu'en ont donnée les inventeurs eux-mêmes.

Pour les gaz qui sont absorbés par l'eau, il est nécessaire d'avoir une cuve à mercure. Une cuve de bois de 300 millim. de longueur, 50 de profondeur et 50 de largeur, creusée dans un bloc d'acajou suffit à la démonstration simple de quelques expériences sur ces gaz condensables; mais les expériences de recherches en exigent une plus grande. (Voyez *Pl.* III, *Fig.* 31, *ff.*)

On voit *Pl.* IX, *Fig.* 34, l'appareil *pour soumettre les gaz à l'action de l'électricité. a* représente la boule d'un conducteur d'une machine électrique; *b*, une bouteille de Leyde, dont la boule est en contact avec le conducteur, comme lorsqu'on veut la charger, et *c* le tube renversé sur le mercure et en partie rempli de gaz. Le mercure est contenu dans une cuve épaisse de bois *d*, à laquelle on visse la colonne droite de fer *e*, avec un collet glissant pour tenir le tube *c* dans une position perpendiculaire. Quand la bouteille *b* est chargée assez forte-

ment, elle se décharge d'elle-même contre le conducteur et la petite boule *i*, qui, avec le fil de métal à laquelle elle est jointe, peut être ajusté au haut du tube *c*; la force des chocs est réglée par la distance entre *a* et *i*.

Avec le même appareil on peut faire détoner par l'électricité des mélanges de gaz; dans ce cas cependant la cloche *b* n'est pas nécessaire, car une étincelle transmise de *a* en *i*, suffit pour enflammer le mélange.

La manière de peser les gaz est simple et facile à pratiquer; cependant elle nécessite une bonne machine pneumatique et un globe ou bouteille de Florence, garnie d'une boîte à cuir et d'un robinet, comme on le voit *Pl.* II, *Fig.* 22, *b*. Il est aussi nécessaire d'avoir un récipient gradué, auquel on adapte un robinet, comme on le voit *Pl.* II, *Fig.* 22, *a*.

Supposons le récipient *a* rempli d'un gaz dont nous voulons connoître le poids; nous vissons le robinet du vaisseau *b*, sur la plaque d'une machine pneumatique, nous faisons le vide autant qu'il est possible. Le poids du vase étant pris exactement, même à quelques fractions de millig., on visse dessus le robinet du récipient *a*: en ouvrant les robinets le gaz monte du vase *a*, et on connoît la quantité qui entre dans le ballon, au moyen d'une échelle graduée sur *a*. En pesant le vase une seconde fois, nous nous assurons de combien il est augmenté. Si nous avons opéré sur l'air commun, nous trouverons que son poids est d'environ 1,225 gramme, pour 1 décimètre cube. La même quantité de gaz oxigène pèse environ 1,344 gramme, et le gaz acide carbonique plus de 1,858 gramme.

Dans des expériences de cette nature, il est nécessaire d'opérer avec le baromètre à 760 millimètres, et

le thermomètre à 15°, ou de réduire le volume du gaz employé à cette pression et à cette température, au moyen des formules que l'on trouvera dans l'appendice. Il faut avoir grand soin aussi de ne pas échauffer les vaisseaux par le contact des mains, que l'on doit couvrir d'un gant. En ouvrant la communication entre le réservoir et le vase vide, s'il y avoit de l'eau attachée au robinet de celui-ci, elle tomberoit nécessairement dans le premier, et l'expérience seroit manquée; on peut éviter cela en remplissant, avec un grand soin, le récipient avec de l'eau, avant d'y faire passer le gaz qu'on veut examiner.

Nous connoissons facilement la pesanteur spécifique d'un gaz comparée à celle de l'air commun, quand nous avons déterminé son poids absolu. Par exemple, si 1 décimètre cube d'air pèse 1,2247 gramme, et la même quantité de gaz oxigène 1,3405, nous dirons :

1,2247 : 1,3405 :: 1000 : 1103.

La pesanteur spécifique du gaz oxigène sera donc comme 1103 : 1000. Nous pouvons déterminer aussi la pesanteur spécifique des gaz plus simplement, en pesant le ballon plein d'air commun, et ensuite y faisant le vide; introduisant du gaz à examiner autant qu'il peut en tenir, et pesant une troisième fois. Maintenant la perte entre le premier et le second poids est à l'augmentation de poids du gaz, comme l'air commun est au gaz dont on estime la pesanteur spécifique. Supposons, par exemple, qu'en faisant le vide dans le ballon, il perd 1,2247 gramme, et qu'en admettant de l'acide carbonique, il gagne 1,4256 gramme. Alors

1,2247 : 1,4256 :: 1000 : 1516.

La pesanteur spécifique de l'acide carbonique est donc de 1516, l'air étant pris pour 1000. En connoissant sa pesanteur spécifique, on peut, sans aucune autre expérience, déterminer le poids de 1 décimètre cube d'acide carbonique, car la pesanteur spécifique de l'air est à celle de l'acide carbonique, comme 1,2247 au nombre cherché, ou

1000 : 1516 :: 1,2247 : 1,8568.

Donc 1 décimètre de gaz acide carbonique, pesera 1,8568.

Avant d'entreprendre des expériences sur d'autres gaz, il sera bon que celui qui n'a pas encore pratiqué, s'habitue lui-même au maniement adroit des gaz, en transportant de l'air commun d'un vase dans d'autres de différentes grandeurs.

1. Quand une cloche de verre est remplie avec de l'eau, et qu'on la tient renversée dans une petite quantité de ce liquide, celui ci est retenu dans sa place par la pression de l'atmosphère sur la surface de l'eau extérieure : remplissez de cette manière et renversez sur la planche d'une cuve pneumatique une cloche garnie d'un bouchon, *Fig.* 23, *Pl.* II, l'eau restera dans la cloche tant que le bouchon la tiendra fermée, mais aussitôt qu'on l'ôtera, l'eau descendra à la même hauteur à l'intérieur qu'à l'extérieur, car elle est pressée de même supérieurement et inférieurement par l'atmosphère, et descendra en conséquence de sa propre pesanteur.

2. Placez une cloche remplie d'eau, et renversée sur un des entonnoirs de la cuve pneumatique : prenez une autre cloche remplie d'air atmosphérique, placez son ouverture à la surface de l'eau, et en l'enfonçant dans

cette même position, celle de l'air restera sans changemens; mais en plaçant la cloche sous l'entonnoir de la planche, et l'inclinant graduellement, l'air passera en bulles dans la cloche supérieure et en chassera l'eau, qui tombera dans la cuve.

3. Prenez une cloche garnie d'un robinet à la partie supérieure, et placez-la, pleine d'air, sur la planche de la cuve. Vissez dessus une vessie vide, ouvrez la communication entre la cloche et la vessie, enfoncez la première dans l'eau, l'air passera dans la vessie jusqu'à ce qu'elle soit remplie, et quand on la retirera de dessus la cloche et qu'on vissera au bout un tube, on pourra transporter le gaz dans une cloche renversée sur l'eau.

4. Pour transporter un gaz d'un grand vase placé sur l'eau, dans un petit tube rempli de mercure et renversé sur la cuve pneumato-chimique, j'emploie depuis longtemps le moyen suivant de M. Cavendish. On prend un tube de 200 ou 225 millimètres de long et d'un petit diamètre, on le capillarise, et on en courbe l'extrémité, de sorte qu'il ressemble à la lettre italique *l*. On en plonge la pointe dans le mercure, et on le remplit en aspirant ou plaçant le doigt sur l'ouverture droite, on passe le tube dans l'eau, et on place l'extrémité courbe dans une cloche pleine de gaz. En ôtant le doigt le mercure tombe du tube dans la cloche, ou dans une soucoupe placée pour le recevoir, et le tube se remplit de gaz. Cependant tout le mercure ne doit pas être chassé du tube, on en laisse une colonne de 75 à 100 millimètres de hauteur, et on le tient en sa place avec le doigt. On retire le tube de l'eau et on le sèche avec du papier brouillard, on introduit son extrémité dans l'ouverture de celui placé sur le mercure, en ôtant le doigt de l'ou-

verture que l'on tourne en haut; la pression de la colonne de mercure, ajoutée au poids de l'atmosphère, force le gaz à passer de ce tube dans celui placé dans la cuve à mercure.

Dans plusieurs occasions, quand il est nécessaire d'observer la quantité précise de gaz au commencement et à la fin de l'expérience, il est essentiel que le baromètre corresponde exactement à chaque période. Un accroissement de température ou un abaissement du baromètre augmente la quantité apparente du gaz; et une diminution de température ainsi qu'une élévation du baromètre diminuent son volume. Une autre circonstance à laquelle il est indispensable de faire attention dans toute expérience exacte, est que la surface du fluide qui sert à renfermer le gaz, soit précisément à la même élévation au dedans et au dehors de la cloche; si le fluide est plus élevé dans la cloche, le gaz contenu souffrira une pression moindre que celle de l'atmosphère, dont le poids est contrebalancé par celui de la colonne de fluide au-dedans. En opérant sur le mercure, cette source d'erreurs est considérable, comme on peut s'en assurer, si on enfonce dans le mercure un tube rempli en partie avec ce fluide, et en partie avec de l'air, car le volume de l'air décroîtra graduellement à mesure que l'on enfoncera le tube.

Dans les expériences sur les gaz, il n'est cependant pas toujours possible d'opérer précisément à la même température ou avec le même poids du baromètre, ou même d'avoir le mercure à la même hauteur au dehors et au dedans de la cloche. Dans ce cas le calcul devient nécessaire, et pour comparer les résultats avec plus d'exactitude, on est dans l'usage de réduire la quantité

de gaz au volume qu'il occupe à une température et sous une pression donnée. En Angleterre on a coutume de prendre comme point de comparaison 760 millimètres du baromètre, et 15° du thermomètre, et de ramener à ces points les expériences faites sous d'autres degrés de pression et de température. Je donnerai pour ces corrections, dans l'appendice, des formules qui sont assez simples.

Il sera bon de parler d'une ou deux expériences touchant la nature des gaz en général, et de faire connoître la manière dont le calorique existe dans cette classe de corps. Dans les vapeurs proprement dites, comme dans celle de l'eau, le calorique semble être retenu avec peu de force, car il quitte l'eau en vapeur, quand on expose celle-ci à une basse température; mais dans les gaz le calorique est uni avec une affinité très-forte, et aucune diminution de température produite jusqu'à présent n'a pu le séparer de la plupart d'entre eux. Ainsi l'air de notre atmosphère, dans le froid naturel ou artificiel le plus intense, reste à l'état aériforme, de là dérive un caractère des gaz, c'est-à-dire qu'ils restent aériformes sous presque toutes les variations de température et de pression, et dans cette classe on renferme aussi les gaz qui, condensés par l'eau, ne peuvent être conservés que sur le mercure. Les expériences suivantes démontreront que le calorique contenu dans ces gaz y est combiné chimiquement.

Mettez dans une petite cornue (*Pl.* II, *Fig.* 26, *b*) une once ou deux de sel commun séché, et environ moitié de son poids d'acide sulfurique; il se produira par ce moyen une grande quantité de gaz, que vous pourrez recevoir et conserver sur le mercure; mais pour exécuter cette expérience, faites-le passer au travers

d'un ballon de verre, *c* ayant trois ouvertures, dont l'une est traversée par le col de la cornue, tandis que de l'autre, part un tube *e*, qui se termine dans un vase d'eau *f*, à la température de l'atmosphère. Avant de fermer l'appareil, placez un thermomètre *d* dans le ballon, pour connoître la température du gaz. Vous trouverez que le mercure, dans ce thermomètre, s'élèvera seulement de quelques degrés : au lieu que l'eau, dans le vase qui reçoit le tube recourbé, deviendra bouillante. Dans ce cas, le calorique passe de la lampe dans l'acide muriatique et le convertit en gaz ; mais la chaleur qui le dilate n'est pas appréciable par le thermomètre, et par conséquent se trouve combinée chimiquement. Le calorique est cependant dégagé quand le gaz est condensé par l'eau. Dans cette expérience, nous suivons le calorique dans un état latent, et ensuite dans l'état de calorique libre ou non combiné.

Une portion considérable du calorique qui existe dans les gaz à l'état latent, peut être rendue sensible par une pression mécanique; ainsi quand l'air est soudainement comprimé dans la boule d'un fusil à vent, le calorique mis à nu par le premier coup de piston suffit pour mettre le feu au morceau d'amadou. (*Philosophical magasine*, XIV, pag. 363). On dit aussi que l'on aperçoit un jet de lumière dans le moment de la condensation. Ce fait a été appliqué à la confection d'un briquet portatif; il consiste en une seringue ordinaire garnie d'un piston, dont l'extrémité inférieure porte une tête, où l'on place la substance que l'on veut brûler, et que l'on attache à l'instrument au moyen d'une vis et d'un écrou ; la pression rapide du piston condense l'air et dégage assez de chaleur pour enflam-

mer l'amadou. *Philosophical magazine*, XXI, 130).

Pour démontrer l'influence des variations de pression atmosphérique sur la formation des gaz, on ne peut présenter d'expériences plus exactes que celles de Lavoisier. Voyez *Ses ouvrages*, Chap. I. Mais comme des étudians qui ont une machine pneumatique ne possèdent pas l'appareil de Lavoisier (la cloche de verre et le fil servant à percer la vessie), il est nécessaire de chercher une méthode plus aisée de produire les mêmes effets. On peut obtenir ce résultat par l'expérience décrite page 118 dans laquelle on fait passer alternativement l'éther de l'état liquide à l'état aériforme en enlevant et restituant la pression atmosphérique.

De là quand les gaz sont formés, ils éprouvent les changemens considérables de volume par les variations de la pression extérieure. La loi générale que l'on a établie à ce sujet est la suivante : *Le volume des gaz est inverse à la force qui les comprime.* Si par exemple nous avons une quantité de gaz qui occupe 60 millimètres cubes à la pression ordinaire de l'atmosphère, elle occupera l'espace de 30 millimètres ou de moitié à une pression double et 20 ou $\frac{1}{3}$ à une pression triple, et enfin 15 ou $\frac{1}{4}$ sous une pression quatre fois plus forte.

Nous avons dit ci-dessus que l'on a fixé la dilatabilité des gaz, par la chaleur, à environ $\frac{1}{300}$ de leur volume pour chaque degré de l'échelle centigrade, entre les points de la congélation et de l'eau bouillante.

La table suivante présente un Tableau de tous les gaz connus jusqu'à présent, classés d'après la ressemblance de leurs propriétés.

Ire CLASSE. GAZ A BASES SIMPLES.

Gaz Oxigène.
Gaz Hydrogène.
Gaz Nitrogène.

IIe CLASSE. GAZ A BASES COMPOSÉES.

I. *Gaz combustibles composés.*

Noms.	Composés de
1 Ammoniaque.....	Hydrogène et Nitrogène.
2 Hydrogène carburé....	Hydrogène et Carbone.
3 Gaz oléfiant.....	Hydrogène carburé et carbone.
4 Hydrogène sulfuré.....	Hydrogène et Soufre.
5 Hydrogène phosphoré..	Hydrogène et Phosphore.
6 Hydrogène arseniqué...	Hydrogène et Arsenic.
7 Hydrogène potassé.....	Hydrogène et Potassium.

II. *Oxides à l'état de gaz.*

1 Oxide carboneux.....	Carbone et Oxigène.
2 Oxide nitreux.....	Nitrogène et Oxigène.
3 Oxide nitrique.....	Oxide nitreux et Oxigène.

III. *Acides gazeux.*

1 Acide carbonique.....	Carbone et Oxigène.
2 Acide sulfureux.....	Soufre et Oxigène.
3 Acide nitreux.....	Oxide nitrique et Oxigène.
4 Acide nitrique.....	Acide nitreux et Oxigène.
5 Acide muriatique.....	*Inconnu.*
6 Acide oxi-muriatique...	Acide muriatique et Oxigène.
7 Acide Sur-oxi-muriatique.	Acide oxi-muriatique et Oxigène.
8 Acide fluorique.....	Fluorium et Oxigène.
9 Acide fluoboracique...	Acide fluorique et Boracique.

SECTION II.

Gaz oxigène.

Nous ne connoissons pas les propriétés de l'oxigène dans un état d'isolement complet; la forme la plus simple sous laquelle nous pouvons nous le procurer, est dans sa combinaison avec le calorique, et probablement avec la lumière et l'électricité, constituant le gaz oxigène.

I. *On peut obtenir le gaz oxigène de diverses substances.*

1°. De l'oxide noir de manganèse, chauffé au rouge dans un canon de fusil, ou dans une cornue de fer ou de terre; ou, au moyen d'une lampe, dans une cornue ou bouteille à gaz, avec moitié de son poids d'acide sulfurique concentré.

2°. De l'oxide rouge de plomb (minium), chauffé avec ou sans l'acide sulfurique.

3°. De divers acides, dont nous parlerons dans la suite.

4°. Du nitrate de potasse (salpêtre commun) chauffé au rouge dans un canon de fusil ou dans une cornue de terre.

5°. Du muriate oxigéné de potasse, chauffé dans une petite cornue de verre sur une lampe d'Argant. Le gaz oxigène ainsi obtenu, est plus pur que par tout autre moyen; et ce sont principalement les dernières portions qui doivent être gardées séparément.

Toutes ces substances, après avoir fourni du gaz oxigène, diminuent considérablement de poids; et en cal-

culant que 16 centimètres cubes de gaz sont égaux à 12 milligrammes, on trouvera la perte de poids exactement égale à celle du gaz obtenu.

II. *Ce gaz a les propriétés suivantes.*

1°. *Il n'est pas absorbé par l'eau* (1), ou au moins il l'est si foiblement que quand on l'agite en contact avec ce liquide, on n'aperçoit pas de diminution sensible.

2°. *Il est plus pesant que l'air commun.* M. Davy a trouvé que 1 décimètre cube pese 1,3307 gramme à 13° centigrades, et 760 millimètres de pression : à la température de 16°, la même quantité pese 1,3655 gramme. MM. Allen et Pepys ont déterminé que 1 décimètre cube pèse 1,3307 gramme, le thermomètre étant à 16°, et le barometre à 760 mill. Sa pesanteur spécifique, d'après Biot et Arago, est de 1,10359.

III. *Tous les corps combustibles brûlent dans le gaz oxigene avec un vif dégagement de lumière.*

A. Une bougie allumée fixée à un fil de fer, et plongée dans un vase rempli de ce gaz, brûle avec beaucoup d'éclat, *Pl.* IV, *fig.* 38; si on souffle d'abord la bougie et qu'on la plonge dans le gaz pendant que la mèche est encore rouge, elle se rallume instantanément, avec une légère explosion.

(1) Dans ce cas, comme dans beaucoup d'autres, où l'on dit qu'un gaz n'est pas absorbé par l'eau, on ne doit pas prendre cette assertion strictement, mais seulement comme exprimant qu'elle n'en absorbe qu'une petite portion, et avec difficulté. La proportion précise de chaque gaz absorbé par l'eau, se trouve sous forme de table dans l'appendice.

B. Un morceau de charbon rouge, attaché à l'extrémité d'un fil d'archal et plongé dans ce gaz, brûle avec de fortes étincelles.

C. Un morceau de phosphore chaud, brûle dans ce gaz avec l'éclat le plus vif que l'on puisse produire par quelque moyen que ce soit. Placez le phosphore dans une petite capsule hémisphérique d'étain, élevée au moyen d'un support, *Pl.* II, *Fig.* 25, à 50 ou 75 millimètres au-dessus de l'eau contenue dans une assiette large et peu profonde; remplissez d'oxigène une cloche garnie, à la partie supérieure, d'un robinet auquel est attachée fortement une vessie vide; et pour l'enlever de la cuve, placez sur son ouverture une pièce de carton circulaire d'un diamètre plus grand que celui de la cloche. Quand on aura mis le feu au phosphore, portez de suite la cloche, en retenant le carton à sa place, immédiatement sur la soucoupe, que vous recouvrirez en ôtant le carton. Quand on opère avec adresse, il se perd peu de gaz, et l'inflammation du phosphore est extrêmement brillante : le gaz dilaté monte dans la vessie, et ne peut ainsi s'échapper dans la chambre et être désagréable par son odeur.

D. Substituez au phosphore de l'expérience *C*, une petite boule formée de tournure de zinc, et dans laquelle vous mettrez environ 60 milligrammes de phosphore; mettez le feu au phosphore, et couvrez-le promptement avec la cloche de gaz oxigène, le zinc s'enflammera et brûlera avec une belle lumière blanche. On peut faire la même expérience avec l'arsenic métallique, que l'on met en pâte avec l'huile volatile de térébentine. On peut aussi enflammer la limaille de différens métaux, en les plaçant dans une petite cavité creusée dans un charbon, et après

avoir allumé le charbon, l'alimentant avec un courant d'oxigène.

E. Procurez-vous quelques cordes minces de métal, d'un clavecin, roulez-les sur une baguette de fer ou de verre, en forme de spirale; retirez la baguette, entourez environ deux millimètres de la corde métallique avec de la filasse, et plongez cette extrémité dans du soufre fondu, fixez l'autre extrémité dans un bouchon, de sorte que la spirale soit placée verticalement (*Fig.* 39, *Pl.* IV); remplissez alors d'oxigène une bouteille capable de contenir un litre; placez son ouverture en haut, allumez le soufre et introduisez le fil dans la bouteille, en le suspendant après le bouchon, le fer brûlera avec une lumière très-brillante, en lançant des étincelles qui, tombant au fond de la bouteille, la feront briser, ce qui arrive ordinairement. On peut cependant prévenir cet accident, en mettant du sable dans la bouteille, environ 12 millimètres d'épaisseur (Voy. *Pl.* IV, *Fig.* 39). D'après M. Accum (*Nicholson's, Journal in-8°.* I. 320), un morceau de fer ou d'acier, dont on amincit l'extrémité, peut être brûlé dans le gaz oxigène: on place un petit morceau de bois à son extrémité, et on l'allume avant de le plonger dans le gaz.

F. Quand on jette un peu de pyrophore de Homberg, substance dont nous parlerons plus loin, dans une bouteille remplie de ce gaz, il brûle avec flamme, comme la poudre à canon.

IV. *Pendant la combustion d'un corps dans le gaz oxigène, ce gaz éprouve une diminution considérable.*

Pour faire cette expérience d'une manière parfaitement exempte de toute source d'erreur, il faudroit un

appareil que peu de chimistes sont en état de posséder; celui nécessaire à cette expérience, est décrit dans le 6.e chapitre des *Elemens de Chimie* de Lavoisier. On peut cependant mettre ce fait en évidence, moins exactement à la vérité, de la manière suivante : remplissez d'oxigène une cloche de grandeur moyenne, à la partie supérieure de laquelle est une tubulure bouchée à l'émeri; placez alors, au moyen d'un support à main, formé de fil fer (*Pl.* II, *Fig.* 25), une capsule d'étain contenant un petit morceau de phosphore ou de soufre, à 50 ou 75 millimètres au-dessus du niveau de l'eau d'une cuve pneumatique : placez promptement et avec précaution, la cloche de gaz oxigène sur ce vase, qui doit être entièrement plongé dedans, et enfoncez la cloche jusqu'au fond de la cuve : en ouvrant le robinet, il se dégagera une certaine quantité de gaz, et l'eau montera à la même hauteur dedans et dehors la cloche; ensuite mettez le feu au phosphore, au moyen d'un fil de fer chaud, et fermez à l'instant le robinet; le premier effet de la combustion produira une pression sur l'eau dans la cloche; mais quand la combustion sera achevée et le vaisseau refroidi, on trouvera qu'il y a eu une absorption considérable.

Les personnes qui ont un appareil à mercure, peuvent répéter cette expérience d'une manière plus exacte. Mettez à la surface du mercure un petit godet hémisphérique, fait avec une feuille de fer; et afin de l'éloigner des parois de la cloche, placez-le sur le petit support à main, représenté *Fig.* 43, *Pl.* IV. Prenez une cloche dont le diamètre et la hauteur seront réglés par la grandeur de la cuve; emplissez-la de gaz oxigène sur l'eau, et transportez-la, au moyen d'un morceau de carton,

comme nous l'avons dit ci-dessus, sur la cuve à mercure, en la plaçant avec adresse sur le petit godet. Si on allumoit d'abord le phosphore, il s'échapperoit une grande quantité de gaz dilaté par la chaleur, et on ne pourroit mesurer exactement l'absorption. Après avoir séché la surface du mercure dans la cloche, au moyen d'un papier brouillard, on retire une portion du gaz; pour cela, employez le siphon recourbé, dont on introduit une extrémité au dedans de la cloche placée sur le mercure (comme on le voit *Fig.* 41, *Pl.* IX), le gaz passera par l'autre extrémité ouverte du tube, quand on enfonce la cloche dans le mercure, quand on en a chassé une quantité suffisante, on enlève le siphon: le godet, renfermant le phosphore, reste à la surface du mercure dans la cloche, et au-dessus du niveau du mercure à l'extérieur. On enflamme le phosphore au moyen d'un fer recourbé et rougi qu'on passe au milieu du mercure. La première impression de la chaleur produite par la combustion, dilate fortement le gaz; mais quand le phosphore a cessé de brûler, on trouve qu'il y a eu une absorption considérable, dont on peut mesurer la quantité en connoissant la hauteur du mercure dans la cloche avant et après l'expérience. La quantité de phosphore que l'on emploie, doit être très-petite, et ne pas excéder la proportion de 600 milligrammes pour 2 litres de gaz, autrement la combustion s'exécuteroit avec danger de briser la cloche, par l'approche du phosphore enflammé.

Dans cette opération, il se produit une vapeur blanche et très-dense, qui se concrète en flocons sur les parois de la cloche. Cette substance possède, à un haut degré, les propriétés acides; et comme elle est formée d'oxi-

gène et de phosphore, on la nomme acide *phosphorique.*

On peut démontrer de la même manière, la diminution de volume du gaz oxigène, par la combustion des autres corps. Quand la substance que l'on emploie ne brûle pas facilement, on y renferme un petit morceau de phosphore, dont la combustion produit assez de chaleur pour enflammer de la tournure de fer, du charbon, etc. Cependant quand on emploie le charbon, quoique cette substance puisse brûler, il n'y a pas d'absorption, parce que, comme on le verra dans la suite, le produit est un gaz qui occupe exactement le même volume que le gaz oxigène employé dans l'expérience.

V. *Tous les corps augmentent de poids par leur combustion dans le gaz oxigène; et l'accroissement est en proportion de la quantité de gaz absorbé, c'est-à-dire environ* 13 *milligrammes pour* 16 *centimètres cubes.*

Pour prouver cela par l'expérience, il faut avoir un appareil très-compliqué.

Mais on peut démontrer la vérité de ce fait par l'expérience suivante, qui est très-simple. Remplissez la boule d'une pipe à tabac, de fil de fer tourné en spirale, et dont vous connoîtrez bien le poids; introduisez l'extrémité de la pipe dans un tube de cuivre auquel est adaptée une vessie remplie de gaz oxigène, chauffez au rouge sur le fer la boule et ce qu'elle contient, et faites alors sortir un courant d'oxigène de la vessie; le fil brûlera et sera rapidement oxidé, et vous trouverez en le pesant, qu'il est beaucoup plus lourd qu'auparavant. Quand il est complètement oxidé par ce moyen, 100

partiesde fil fer éprouvent à peu près une augmentation de poids d'un tiers.

VI. *Toute substance capable de s'unir avec l'oxigène, donne par la combustion un oxide, un acide ou un alcali.*

Quand un corps étant brûlé dans l'oxigène, fournit un composé qui n'a pas les propriétés d'un acide ou d'un alcali, ce produit porte le nom d'*oxide*. Si nous prenons, par exemple, le fer qui a été brûlé dans l'expérience précédente, nous trouverons qu'il a perdu toutes ses propriétés métalliques, et s'est converti en une substance fragile d'une couleur brune, et entièrement dépourvue d'éclat et de brillant, et que l'on nomme un *oxide de fer;* mais si, au lieu de fer, nous avons brûlé une certaine quantité de soufre dans du gaz oxigène, il en résultera que l'eau qui contenoit ce gaz sera devenu acide ou sûre. Au contraire le *potassium* (un des métaux nouveaux découvert par M. Davy), donne un alcali dans les mêmes circonstances. D'après cela, on peut diviser la grande classe des corps combustibles en trois ordres: 1°. ceux qui donnent des oxides par la combustion; 2°. ceux qui fournissent des acides; 3°. ceux, enfin, qui procurent des alcalis. Un corps est cependant susceptible dans quelques cas, de passer par l'état intermédiaire d'oxide avant de se convertir en acide ou en alcali.

VII. *Le gaz oxigène soutient éminemment la vie des animaux.*

On sait que des souris, des oiseaux et d'autres petits animaux, vivent six fois plus dans un vase rempli de gaz

oxigène, que dans un vase de même dimension rempli d'air atmosphérique.

VIII. *Cet effet semble se lier à l'absorption du gaz oxigène par le sang.*

Introduisez du sang coloré en brun dans une cloche en partie remplie de gaz oxigène et placée sur le mercure, le gaz se trouvera en partie absorbé, et la couleur du sang sera changée en un rouge vermeil et brillant. On peut faire cette expérience en versant un peu de sang dans une fiole remplie d'oxigène et l'agitant.

SECTION III.

Gaz nitrogène ou azote.

Après avoir séparé d'une quantité d'air atmosphérique tout l'oxigène qu'il contient, il reste un gaz, que Lavoisier a nommé *Gaz Azote*, nom dérivé de son impuissance à soutenir la vie des animaux, et venant de l'α privatif grec, et ζωὴ, *vita*. Ceci n'étant cependant qu'une propriété négative, on a pensé que c'étoit un nom impropre pour la nomenclature, et on lui a substitué le mot *Nitrogène*, parce qu'une des plus intéressantes propriétés de sa base est de former l'acide nitrique par son union avec l'oxigène. Nous distinguerons donc désormais ce gaz sous cette dénomination.

Le nitrogène a été considéré jusqu'ici comme un corps simple ou élémentaire; mais d'après les expériences récentes de M. Davy, que nous rapporterons à l'article ammoniaque, il paroît que c'est un composé d'hydrogène et d'oxigène.

I. On peut se procurer le gaz nitrogène non pas abso-

lument pur, mais assez cependant pour connoître ses propriétés générales, par l'un des procédés suivans :

1°. Mêlez parties égales de limaille de fer et de soufre, faites-en une pâte avec l'eau; placez le mélange dans un vaisseau convenable, sur un support à main, au-dessus de l'eau d'une cuve; recouvrez avec une cloche de verre pleine d'air commun, et laissez ainsi le mélange un ou deux jours : l'air contenu dans la cloche diminuera graduellement, ce dont on s'aperçoit par l'ascension de l'eau, jusqu'à ce qu'il n'en reste plus qu'environ quatre cinquièmes de son premier volume. Le vase qui contient le fer et le soufre doit être enlevé en le passant au travers de l'eau, et l'air restant sera soumis à des expériences.

2°. Voici un procédé plus prompt pour se procurer le gaz nitrogène ; remplissez une bouteille, environ au quart, avec une solution de gaz nitreux dans du sulfate de fer liquide, agitez avec l'air qui remplit le reste de la bouteille ; pendant que vous agiterez, tenez fortement le pouce sur l'ouverture, et ensuite ôtez-le en la plongeant dans une capsule remplie de la même solution, qui prendra la place de l'air absorbé.

3°. L'air atmosphérique dans lequel on a fait brûler du phosphore, fournit, quand un temps assez long s'est écoulé pour la condensation de l'acide phosphorique, du gaz nitrogène assez pur.

II. Le gaz nitrogène a les propriétés suivantes :

1°. Il n'est pas absorbé par l'eau.

2°. *Il est un peu plus léger que l'air atmosphérique.* M. Davy a trouvé que 1 décimètre cube pèse 1,3405 gr. à la pression de 760 millim. et à la température de 13; par conséquent à 16, 1 décim. cube pèse 1,1718 gramme.

D'après Biot et Arago, sa pesanteur spécifique est de 0,96913.

3°. Il éteint instantanément une bougie allumée et tous les corps en combustion.

Le phosphore à l'état d'inflammation est éteint subitement quand on le plonge dans le gaz nitrogène. On peut s'en convaincre, en plaçant le phosphore en ignition dans un godet d'étain, élevé sur un support à main au-dessus de l'eau, et le recouvrant promptement avec une cloche remplie de gaz nitrogène.

4°. Il est nuisible aux animaux que l'on y enferme.

5°. Mêlé avec le gaz oxigène pur dans la proportion de quatre parties à une de ce dernier, il présente un mélange ressemblant, pour toutes ses propriétés, à l'air atmosphérique. On peut s'en assurer en plongeant dans ces gaz, ainsi mélangés, une bougie allumée. La bougie brûle comme dans l'air atmosphérique.

SECTION IV.

Air athmospherique.

L'air de notre atmosphère semble, d'après les expériences précédentes, être un mélange ou peut-être une combinaison de deux gaz différens, c'est-à-dire de gaz oxigène et de gaz nitrogène. Le premier de ces deux gaz est le seul ingrédient duquel dépendent les effets de l'air, comme agent chimique; c'est pour cela que les corps combustibles brûlent dans l'air atmosphérique, seulement, en raison du gaz oxigène qu'il contient, et quand celui-ci est absorbé, l'air n'est plus capable de soutenir la combustion (1). Son analyse est démontrée d'une ma-

(1) Certains corps combustibles même, cessent de brûler dans

nière plus satisfaisante, par l'action du mercure chauffé, comme Lavoisier l'indique dans le troisième chapitre de ses *Elémens de Chimie :* en tenant pendant 12 jours du mercure chauffé dans une cornue, avec une quantité donnée d'air atmosphérique, il trouva que l'air avoit diminué de volume, et perdu sa propriété d'entretenir la combustion. Le mercure souffrit aussi un changement considérable, une partie n'étoit plus sous la forme d'un métal brillant et fluide, mais changée en parties rouges feuilletées, et son poids étoit augmenté. Ces particules rouges furent rassemblées et distillées dans une cornue; par cette opération, il se dégagea une quantité de gaz oxigène, précisément égale en volume à celle que l'air avoit perdue dans la première expérience. Ces résultats prouvent avec la dernière évidence que l'air de notre atmosphère est composé de deux fluides distincts; l'un capable de céder sa base au mercure, et qui, dans son état de séparation, est éminemment propre à soutenir la combustion et la vie des animaux; l'autre, qui n'est pas absorbable par le mercure, et qui se trouve dépourvue de ces dernières qualités importantes.

J'ai omis les détails de cette manière d'analyser l'air atmosphérique, à cause de la longueur de l'opération; car on peut obtenir une preuve suffisante de sa composition, mais d'une manière plus prompte, par les expériences suivantes.

I. Brûlez un peu de phosphore ou de soufre de la manière décrite, section II, en substituant l'air atmosphérique au gaz oxigène; la combustion sera moins vive

---

l'air atmosphérique, long-temps avant que l'oxigène soit consommé par une raison que nous donnerons dans la suite.

dans ce cas, elle cessera plus promptement, et l'absorption se trouvera, après le refroidissement de l'appareil, beaucoup moins considérable que dans le premier cas.

Le phosphore peut cependant absorber tout l'oxigène contenu dans l'air soumis à l'expérience; et, d'après cela, on peut l'employer pour mesurer la quantité de gaz oxigène contenu dans un volume donné d'air atmosphérique. On peut opérer par la combustion lente ou rapide. Berthollet propose (*Annales de Chimie*, XXXIV, 78) d'exposer un cylindre de phosphore fixé à une baguette de verre, dans un vase de verre étroit, gradué en parties égales, rempli d'air et placé sur l'eau (Voy. *Fig.* 24, *Pl.* II). Le phosphore commence à l'instant même a agir sur l'air qui y est renfermé, et dans six ou huit heures son effet est complet; le volume de gaz azote qui reste se trouve augmenté d'environ un quarantième par l'absorption d'un peu de phosphore, dont on peut estimer la quantité en mesurant la diminution.

Dans l'eudiomètre de Seguin, on emploie pour le même objet la combustion rapide du phosphore. On remplit de mercure un tube de verre ouvert seulement à une extrémité, et de 12 millim. de diamètre, sur 200 à 250 mill. de long, et on le renfue sur le mercure; on prend un petit morceau de phosphore séché avec du papier brouillard, on l'introduit dans le tube, et par sa pesanteur spécifique moindre il s'élève dans le tube; on le fond ensuite en approchant de la partie supérieure de ce tube un fourgon rouge. Quand le phosphore est liquéfié, on introduit successivement par petites portions la quantité d'air que l'on veut analyser. Le phosphore s'enflamme à chaque addition, et le mercure s'élève. Quand tout l'air à examiner a été ajouté, on approche une seconde

fois le fourgon rouge pour terminer l'opération, et on transporte le gaz dans une mesure graduée, où l'on s'assure exactement de son volume; on doit, dans ce cas, déduire environ $\frac{1}{110}$ de la quantité apparente de gaz nitrogène, parce qu'alors le gaz dissout une petite portion de phosphore, et occasionne une expansion peu considérable. D'après cette déduction, l'air atmosphérique perd toujours 21 pour 100, et contient par conséquent 21 pour 100 d'oxigène et 79 de nitrogène par mesure (1).

II. L'air atmosphérique est moins propre pour la combustion que l'oxigène, on peut le démontrer par l'expérience suivante faite sur deux bougies. Prenez deux pièces circulaires de plomb, de 75 millim. de diamètre et 12 d'épaisseur; du centre de chacune desquelles s'élève une tige de fer perpendiculaire de 150 ou 200 millimètres de long. A l'extrémité de cette tige, fixez une bougie; placez cet appareil sur la planche d'une cuve pneumatique, et posez aussi le tube de la vessie (*e*, *Fig.* 41, *Pl.* IV) comme on le voit dans la figure, le robinet *d* restant fermé. Ayant placé alors le siphon *g* dans la position représentée dans la planche, enfoncez tout l'appareil dans l'eau; une partie de l'air de la cloche *a* s'échappera par le siphon et sera remplacée par l'eau. Ayant enlevé de la cloche la quantité d'air nécessaire, retirez le siphon et reportez l'appareil à sa place; le niveau de l'eau sera beaucoup plus haut dans la cloche que dehors, et on marquera sa hauteur. En faisant pas-

(1) Nous décrirons diverses autres méthodes d'analyser l'air atmosphérique, dans le cours de cet ouvrage. Nous renvoyons à l'index article *Eudiomètre*.

ser un courant d'étincelles électriques du fil conducteur au tube, et ouvrant le robinet *d* de la vessie remplie de gaz hydrogène, vous aurez une petite flamme qui s'éteindra promptement, mais par le moyen de laquelle on peut allumer la bougie; laissez-la brûler jusqu'à ce qu'elle s'éteigne, et notez la durée de sa combustion et la diminution qu'elle occasionne dans l'air. En répétant la combustion de la même manière, en substituant l'oxigène, on trouvera qu'elle dure bien plus long-temps et que la diminution du gaz est beaucoup plus considérable. Le même fait peut être démontré, mais d'une manière moins exacte, au moyen d'un appareil simple: prenez deux cloches, chacune de 50 millimètres de diamètre et de 300 de long, et pourvues à la partie supérieure d'un robinet, auquel vous fixerez une vessie vide, remplissez une des cloches avec du gaz oxigène, en vidant la vessie; et dans le même instant, avec l'aide d'un assistant, placez chacune des cloches sur des bougies allumées, en retirant le gaz oxigène dans sa place, au moyen d'un morceau de carton. Dans l'air atmosphérique, la bougie s'éteindra promptement; mais celle qui est placée dans le gaz oxigène brûlera avec beaucoup de vivacité et continuera de le faire bien long-temps après que l'autre sera éteinte. A la première impression de la flamme, une portion de chacun des gaz dilatés s'élevera dans les vessies, que l'on pressera à la fin de l'expérience, afin de pouvoir comparer l'absorption dans les deux cas. On trouvera que la diminution dans la cloche remplie d'oxigène, excédera de beaucoup celle de l'air commun.

III. Prenez deux tubes de quelques centimètres de long, fermés à une extrémité et divisés en 100 parties

égales; remplissez l'un d'air atmosphérique, et l'autre de gaz oxigène; renversez-les dans deux vases séparés, remplis de solution de sulfure de potasse, le sulfure montera graduellement dans le tube qui contient l'air commun, et après quelques jours, il ne restera que les $\frac{4}{5}$ de son volume primitif; mais dans celui rempli d'oxigène il s'élevera beaucoup plus, et si le gaz est pur, il sera absorbé en entier.

Ces faits prouvent que le sulfure liquide de potasse, a la propriété d'absorber l'oxigène, mais qu'il ne peut s'emparer du nitrogène. Si donc il n'agit sur l'air atmosphérique qu'autant qu'il y reste de l'oxigène, on peut employer ce moyen pour connoître la quantité de ce gaz qui existe dans l'atmosphère à différens temps et dans divers lieux. *Guyton* a employé depuis peu, comme *eudiomètre* (1), un instrument de cette espèce gradué, et auquel on a fait quelques améliorations. (Voyez *Nicholson's, philosophical Journal, in-4°.* vol. I, p. 268, ou *Tilloch's, philosophical Magasine*, v. III, pag. 171.) Mais un appareil beaucoup plus simple, et d'un emploi plus facile, est celui que le professeur Hope, d'Edimbourg, a annoncé dans le *Journal de Nicholson*, IV, 21. Il consiste en une petite bouteille de la capacité de 70 ou 80 grammes (*Fig.* 20, *Pl.* II), destiné à contenir le liquide eudiométrique, et munie en *b* d'un petit robinet. On fixe à frottement dans le col de la bouteille, un petit tube contenant exactement 10 centimètres cubes et divisé en 100 parties égales. Quand on veut employer cet appareil, on remplit la bouteille avec le liquide préparé, en faisant bouillir dans l'eau un mélange

(1) Nous décrirons d'autres Eudiomètres par la suite.

de chaux vive et de soufre; filtrant la solution et l'agitant ensuite dans une bouteille remplie à moitié d'air; le tube contenant le gaz à examiner (ou l'air atmosphérique dont on veut connoître la pureté) est fixé ensuite en sa place, et en renversant l'instrument, le gaz monte dans la bouteille, où on le met bien en contact avec le liquide en agitant fortement. Il se fait absorption, et pour remplir ce vide on ouvre le robinet *b* sous l'eau, dont une certaine quantité monte dans la bouteille; on referme le robinet sous l'eau, on agite de nouveau, et on recommence ainsi alternativement jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus d'absorption : on retire alors le tube en plongeant le col de la bouteille également sous l'eau et l'y tenant renversée pendant quelques minutes; lorsqu'on l'a fermée, la diminution devient apparente; on en mesure la quantité avec l'échelle graduée gravée sur le tube.

Il y a cependant quelques objections à faire à cet eudiomètre du docteur Hope. Si le tube *a* et le robinet *b* ne joignent pas très-exactement, l'air peut se faire une entrée dans l'instrument, pour suppléer au vide partiel qui a lieu par l'absorption du gaz oxigène. Cette absorption occasionne aussi une diminution de pression dans la bouteille, et conséquemment à la fin de chaque agitation, l'absorption a lieu très-lentement; en outre le liquide eudiométrique devient constamment plus étendu par l'introduction de l'eau au travers de *b*. Pour obvier à ces inconvéniens, à la bouteille de verre j'en ai substitué une de gomme élastique, *Pl.* II, *Fig.* 21, *b*. Le tube *a* entre exactement à frottement dans un morceau court d'un tube très-fort et d'un plus grand calibre, comme on le voit en *c*. On dépolit la surface extérieure avec la lime, pour qu'elle retienne mieux le col de la bouteille élastique

quand on l'y attache. On se sert de cet instrument dans le même cas que celui du docteur Hope; le seul inconvénient qu'il présente, est la difficulté de faire passer le résidu gazeux dans le tube; mais on acquiert cette habitude par la pratique.

M. Pepys a décrit une modification ingénieuse de l'eudiomètre, qui rend capable de mesurer une absorption, même de $\frac{1}{1000}$, du gaz employé. (Voyez *philosophicals Transactions*, 1807, ou *philosophical Magasine*, vol. XXIX.)

IV. *L'air atmosphérique est nécessaire au soutien de la vie animale, seulement par la quantité d'oxigène qu'il contient.* Quand l'air a été reçu dans les poumons et ensuite expiré, on trouve qu'il a perdu beaucoup de son oxigène, c'est-à-dire 10 ou 12 *pour cent.* Il devient cependant nuisible aux animaux, long-temps avant que toute cette portion plus pure soit enlevée; et il paroît, d'après cela, que l'air a besoin de contenir une quantité considérable d'oxigène pour être propre à la respiration. Comme pour analyser l'air expiré il faut connoître un autre gaz, dont nous n'avons pas parlé jusqu'ici, c'est-à-dire l'acide carbonique, nous renvoyons son examen à une autre occasion.

V. *L'air atmosphérique diminue de volume par la respiration des animaux.* On s'en convaincra en répétant une expérience très-simple de Mayow. Il plaça une souris dans une cloche de verre, et ferma son ouverture avec une vessie mouillée et attachée fortement. La chaleur de l'animal dilata d'abord l'air, et fit gonfler la vessie en haut; mais après que l'animal fut mort et refroidi, la vessie creusa en dedans de la cloche, ce qui prouve que l'air de l'intérieur avoit diminué de volume.

On peut connoître exactement la diminution, en plaçant sur l'eau une souris, dans une cloche graduée et munie d'un robinet, contenant de l'air atmosphérique; comme la chaleur de l'animal occasionneroit le dégagement d'une portion d'air, il faut, avant l'expérience, enfoncer la cloche dans l'eau et ouvrir le robinet pour en faire sortir une certaine quantité : on ferme alors le robinet, et on marque exactement la hauteur de l'eau dans la cloche : au premier instant le liquide est comprimé par l'expansion de l'air causée par la chaleur de l'animal; mais quand il est mort, on observe une diminution considérable.

VI. Le poids d'un volume donné d'air atmosphérique, a été établi par M. Kirwan, à 1,266 gramme, à 16° et 760 millimètres. M. Davy le porte à la même pression, mais à la température de 13° à 1,2247 gramme, d'où l'on déduit qu'à la température et la pression données par M. Kirwan, un décimètre pèse 1,2081 gramme.

SECTION V.

Gaz hydrogene.

L'état le plus simple sous lequel on ait obtenu jusqu'à présent l'*Hydrogène*, est à celui de gaz, ou au moins combiné avec le calorique, et peut-être l'électricité et la lumière. Nous ne pouvons le séparer de ces corps qu'en nous servant de l'affinité de quelque autre substance, et dans ce cas l'hydrogène se sépare du calorique et forme avec le corps qu'on lui présente, une combinaison nouvelle. Nous savons peu de choses sur sa nature; mais comme on ne l'a pas jusqu'ici obtenu à un état plus

simple, on l'a rangé parmi les corps élémentaires. Il ne paroît pas cependant improbable, d'après les nouvelles expériences de M. Davy (que nous décrirons à l'article de l'*Ammoniaque*), que l'hydrogène ne soit un corps métallique.

Le composé le plus important de l'hydrogène, et le seul que l'on connoisse maintenant, est celui qu'il fournit par sa combinaison avec la base du gaz oxigène. C'est de son affinité pour cette base, que dependent toutes les propriétés que nous allons décrire dans les expériences suivantes. Il paroît probable qu'une grande partie de la force de ses attractions, dépend de son état opposé d'électricité avec l'oxigène; car de même que toutes les substances inflammables, il est dans un état d'électricité positive.

I. *Pour obtenir le gaz hydrogène*, versez dans une bouteille à gaz ou une petite cornue, de l'acide sulfurique étendu de cinq ou six fois son poids d'eau, sur de la limaille de fer ou de petits clous du même métal, ou (ce qui est préférable) sur du zinc que l'on granule en le versant fondu dans de l'eau froide; il se produit une effervescence, et le gaz qui se forme peut être recueilli à la manière ordinaire.

II. Ce gaz a les propriétés suivantes :

1°. *Il est permanent sur l'eau*, c'est-à-dire que l'eau n'en absorbe pas une grande quantité.

2°. *Il est inflammable*. On peut s'en convaincre par les expériences suivantes.

A. Remplissez une petite bouteille avec ce gaz, et en plaçant l'ouverture en bas, mettez le gaz en contact avec la lumière d'une chandelle, le gaz s'enflammera et brûlera doucement avec une flamme légère.

B. Remplissez du même gaz une vessie garnie d'un robinet et d'un tube, d'un diamètre plus petit que celui d'une pipe à tabac; pressez la vessie pour faire sortir le gaz à travers le tube, en lui présentant une chandelle allumée, il prendra feu de suite. Si on ne peut se procurer cet appareil, on remplira facilement le même objet de la manière suivante : coupez une partie d'une fiole de 250 grammes, à 25 ou 50 millimètres du fond, en mettant le feu à une corde qui est placée autour et qui est humectée avec de l'esprit de thérébentine; la fiole ressemble alors à une cloche, avec un col ouvert à la partie supérieure; faites ensuite une petite ouverture au travers d'un bouchon adapté au col de la fiole, et passez-y le tube d'une pipe à tabac que vous fixerez solidement avec un lut fait de résine et de cire d'abeilles : remplissez alors la fiole avec de l'eau, et tenez le pouce sur l'ouverture du tube, jusqu'à ce que le gaz hydrogène que vous y introduirez soit passé dedans. Quand la bouteille est remplie de gaz, ôtez le doigt et enfoncez-la dans l'eau; en approchant une chandelle allumée, le gaz qui sort du tube s'enflammera.

Les personnes qui ont des cloches comme celle représentée *Pl.* II, *Fig.* 22, *a*, peuvent visser dessus un tube de cuivre, avec une petite ouverture; en enfonçant dans l'eau la cloche remplie de gaz hydrogène, et ouvrant le robinet, le gaz formera un courant que l'on pourra allumer. C'est d'après ce principe que sont faits les feux d'artifice sans fumée, ni odeur; ils consistent en tubes ayant des ouvertures de diverses formes, dont quelques-uns ont un mouvement de rotation; mais il est impossible de décrire leur construction sans entrer dans des détails ennuyeux.

C. Dans une forte bouteille capable de contenir 125 grammes d'eau, mêlez parties égales d'air commun et de gaz hydrogène; en y approchant une chandelle allumée, le mélange brûlera, non pas doucement, comme dans l'expérience *A*, mais avec une explosion subite et très-forte. Si on emploie une grande bouteille, il faut l'envelopper avec un linge, pour empêcher que le verre ne blesse; car, dans ce cas, la bouteille peut se briser (1).

D. La même expérience peut être répétée avec le gaz oxigène, au lieu d'air atmosphérique, en changeant les proportions et mêlant seulement une partie de gaz oxigène avec deux d'hydrogène; le bruit sera beaucoup plus considérable. Il faudra prendre une bouteille très-forte et l'entourer avec un linge, pour prévenir tout accident.

E. On peut faire la même expérience sur l'eau, au moyen d'une étincelle électrique. Prenez un tube très-fort, d'environ 20 millimètres de diamètre et de 300 millimètres de long, fermé à une extrémité (*Pl.* II, *Fig.* 28). A environ 15 millimètres de l'extrémité fermée, percez deux petits trous à l'opposite l'un de l'autre, et scellez dans chacun un petit conducteur de cuivre placé de sorte que les deux extrémités soient distinctes, en dedans du tube, d'environ 3 millimètres l'un de l'autre. On peut former un appareil remplissant le même objet, et d'une construction beaucoup plus facile, en scellant hermétiquement un morceau de fil de cuivre, ou mieux un fil de platine, à l'extrémité d'un tube de verre (*Fig.* 29, *Pl.* II.). On peut former avec ce conducteur un circuit

(1) On peut faire cette expérience d'une manière avantageuse, au moyen d'un appareil connu sous le nom de *Pistolet à air*

interrompu, en introduisant dans le tube un fil plus long, dont l'extrémité se termine à 1 millimètre de la partie supérieure, tandis que l'autre s'étend au-de là de l'ouverture du tube (Voy. *fig.* 84, *Pl.* IX). Faites passer dans ce tube placé sur l'eau environ 12 mill. du mélange de gaz hydrogène et de gaz oxigène, dans la proportion de deux mesures du premier et d'une du second. Affermissez bien le tube et faites passer une étincelle électrique au travers du gaz. Pour éviter le choc, qui est quelquefois considérable par l'inflammation, M. Davy a imaginé un appareil qui est décrit dans le XXXI vol. du *Magasin philosophique*. Il se fait une explosion subite, après laquelle, si les gaz étoient purs et en proportions suffisantes, on trouve qu'ils ont disparu entièrement.

Il est cependant rare que l'on puisse avoir des gaz dans un état de pureté assez grand pour qu'ils ne laissent aucun résidu : pour déterminer la partie du gaz hydrogène, ou de l'oxigène employé, il est nécessaire d'employer des proportions convenables, afin que tout le mélange puisse être condensé par l'inflammation. Si, par exemple, *nous voulons connoître la pureté d'une portion d'oxigène*, il faut employer environ trois fois son volume de gaz hydrogène. Ainsi, supposons que nous fassions détoner 100 mesures de gaz oxigène avec 300 de gaz hydrogène, et que le total 400 soit réduit à 130 par l'inflammation, la diminution sera de 270. Ce nombre divisé par trois donnera 90 pour la quantité d'oxigène, c'est-à-dire que le gaz employé contenoit 10 *pour cent* de nitrogène, ou quelque autre gaz que l'hydrogène ne peut enflammer.

Si on emploie l'air atmosphérique, la diminution pro-

duite par l'union de l'hydrogène avec l'oxigène de l'air sera moins considérable que dans le cas précédent, et si on emploie une quantité suffisante d'hydrogène, tout l'oxigène de l'air atmosphérique sera enlevé. C'est sur ce principe qu'est fondé, l'*eudiomètre de Volta*, que l'on peut construire en graduant un des tubes ci-dessus, en 100 parties égales, y introduisant un mélange de 300 parties d'air commun, et 200 de gaz hydrogène pur. Il restera après l'explosion excitée entre les deux fils par le passage d'une étincelle électrique, environ 305 mesures. Il se fait donc une diminution de 195 mesures dont on peut exactement déduire un tiers pour l'oxigène pur. Par conséquent, dans ce cas, 200 parties d'air ont perdu 65 d'oxigène, ou 21 et une fraction *pour cent.*

On peut établir, comme il suit, la règle générale pour s'assurer de la pureté de l'air par le gaz hydrogène. Ajoutez, à trois mesures de l'air à examiner, deux de gaz hydrogène pur. Enflammez le mélange par l'électricité, et observez la diminution quand l'appareil sera refroidi; en divisant le total par trois, vous aurez d'une manière à peu près exacte la quantité de gaz oxigène qui a été condensée.

Dans le procédé opposé, c'est-à-dire, *en déterminant la pureté du gaz hydrogène*, on le mêle avec plus d'oxigène qu'il n'en faut pour la saturation. Supposons qu'à 100 parties d'oxigène nous ajoutions 100 d'hydrogène, et qu'il reste 80 mesures après la détonation, la diminution aura été de 120 mesures, dont les $\frac{2}{3}$ ou 80 mesures sont de l'hydrogène. D'après cela le gaz inflammable que nous examinons contient 20 *pour cent* de

quelque autre gaz, qui est probablement du nitrogène. Dans ce cas nous déterminons les proportions d'hydrogène et de nitrogène, dans un mélange composé seulement de ces deux gaz.

F. On peut connoître aussi la diminution qu'éprouvent l'hydrogène et l'oxigène par l'union de leurs bases, au moyen de leur combustion lente. Remplissez de gaz oxigène une cloche, et de gaz hydrogène une vessie munie d'un robinet et d'un long tube de cuivre tourné en *s* et tiré en une pointe fine (*Pl.* IV, *fig.* 41). En pressant la vessie, il sortira par ce tube un courant de gaz auquel vous mettrez le feu et que vous placerez avec précaution sous la grande cloche remplie d'oxigène. De cette manière le gaz hydrogène sera brûlé dans une quantité donnée de gaz oxigène, et en continuant la combustion pendant assez long-temps, vous pourrez voir l'eau couler dans l'intérieur de la cloche.

A la première impression de la chaleur il s'échappera une certaine quantité d'air, ce qui empêchera de s'assurer facilement du degré d'absorption qui aura lieu. Mais on peut prévenir cette perte en employant une cloche munie à sa partie supérieure d'un robinet, auquel on attachera fortement une vessie vide. L'air dilaté, au lieu de s'échapper au travers de l'eau, remplira la vessie, et quand l'expérience sera finie, et les vases refroidis, vous pourrez vous assurer, en pressant la vessie, de la quantité de gaz qui aura été consommée.

On peut faire la même expérience plus exactement, et d'une manière plus élégante, au moyen de l'appareil que j'ai décrit dans les *Transactions philosophiques* pour 1808. On ne peut en comprendre la description

sans la planche qui y est jointe, et que l'on a copiée dans le *Magasin philosophique*, vol. XXXII, et dans le *Journal de Nicholson*, vol. XXI. On peut aussi mettre en évidence le même fait, en substituant à la vessie (*Pl.* IV, *fig.* 41) un petit gazomètre, contenant une quantité connue de gaz hydrogène. Vissez le tube recourbé sur le robinet du gazomètre, et sur son extrémité ouverte placez une cloche de gaz oxigène. La cloche doit être pourvue, à la partie supérieure, d'un conducteur métallique, vissé dans une boîte à cuir, comme il est représenté (*Pl.* IV, *fig.* 41), et qui fait connoître aussi par le moyen d'un siphon le niveau de l'eau que l'on a obtenu dans la cloche. Quand vous connoissez la hauteur de l'eau, faites passer un courant rapide d'étincelles électriques entre les deux conducteurs, et en ouvrant à l'instant le robinet, le courant de gaz hydrogène s'enflammera. L'extrémité du tube doit être assez enfoncée pour que le mastic de la boîte à cuir ne soit pas fondu par la flamme, et il faut refroidir la partie supérieure. Si on allumoit d'abord le gaz, l'oxigène se dilateroit subitement, mais en opérant, comme nous l'avons dit, il se fera une diminution rapide, jusqu'à ce que l'eau s'élève à l'extrémité du tube, et éteigne la flamme. Si on a employé du gaz oxigène pur, on trouvera que le résidu après la combustion n'a pas perdu ses propriétés, et qu'il soutient la combustion des corps comme auparavant.

Quand on a fait l'expérience en substituant l'air commun au gaz oxigène, il y a une diminution, mais beaucoup moins considérable, c'est-à-dire qu'elle ne montera pas à plus du 6.e du volume primitif du gaz.

G. Quand on brûle un courant du gaz hydrogène sous-

un tube de 450 à 600 millimètres de longueur, il se produit différens sons. On peut faire cette expérience de la manière suivante :

Mêlez dans une bouteille de verre de la limaille de fer, et de l'acide sulfurique étendu de cinq ou six parties d'eau, placez un bouchon dans le col, et passez au travers un tube de verre, dont l'extrémité supérieure soit tirée en tube capillaire. En mettant le feu au gaz hydrogène (1), qui se dégage à son extrémité, il se produira un courant continu de jets de flamme, que l'on fera passer par un tube de verre, de terre cuite ou de métal. Si le tube n'est pas large, la flamme comprimée deviendra petite, et quand le tube couvre la flamme à une hauteur assez grande, il se produit des sons très-clairs. Mais au contraire, si le tube est étroit, la flamme s'éteint; et quand les tubes sont larges le son diminue: de sorte qu'il y a une certaine limite où ils cessent totalement. La même chose arrive quand le tube est très-long. On peut produire ces sons à volonté, en employant des tubes de diverses formes et de différentes dimensions, ou formés de différentes substances. (Voyez *Nicholson's Journal*, in-8. I, 129 *et* IV, 23).

H. Dans un mémoire lu depuis peu à l'Institut national de France, M. Biot annonce un fait très-important, c'est-à-dire que l'on peut faire détoner un mélange de gaz hydrogène et de gaz oxigène par une compression mécanique. Il a introduit un mélange de ces deux

(1) Le gaz ne doit être enflammé que quand il s'est produit pendant quelque temps, et a chassé tout l'air atmosphérique, autrement il se feroit une explosion, et la bouteille se briseroit avec quelque danger pour l'opérateur.

gaz dans une seringue métallique très-forte, garnie d'un verre au fond, et il a donné promptement un fort coup de piston. Il a paru une lumière très-brillante, accompagnée d'une détonation très-forte, et l'extrémité de verre fut projetée au loin. Il faut observer que l'on ne peut répéter cette expérience sans de grandes difficultés et beaucoup de danger. (Voyez *Nicholson's Journal*, XII, 212).

On emploie la combustion des gaz hydrogène et oxigène pour produire une chaleur intense au moyen du chalumeau. On ne peut entendre la description particulière de cet instrument sans la planche que l'on voit dans les *Annales de chimie*, tom. XIV, ou le XIVe. vol. du *Magasin philosophique*. Il suffit d'observer que les gaz sont contenus dans des récipiens séparés, et qu'ils se dégagent par la pression d'une colonne d'eau, que l'on obtient en alongeant le tube *b* (*Fig.* 36, *Pl.* IV), et que le mélange ne doit avoir lieu qu'à peu près à l'ouverture du tube à l'extrémité duquel on les enflamme. Cette dernière précaution est d'une grande importance, parce que sans cela il seroit à craindre qu'il ne se fît une explosion violente et très-dangereuse. Pour éviter toute espèce d'accident, il est bon de placer une soupape s'ouvrant en bas, dans chacun des tubes qui sort du récipient, précisément à leur point d'union.

3. *Le gaz hydrogène a une odeur désagréable.*

4. *Quoiqu'inflammable par lui-même, il éteint les corps en combustion.* Placez une cloche remplie de gaz sur la flamme d'une chandelle, et enfoncez-la pour que la flamme soit entièrement entourée de ce gaz : la chandelle s'éteindra instantanément.

5. *Il est nuisible aux animaux.* On peut s'en con-

vaincre en y plaçant des souris et d'autres petits animaux.

6. *Il est beaucoup plus léger que l'air atmosphérique.* D'après Kirwan, 1 décimetre cube à 760 millimètres de pression, et 16°, pèse 0,10281 gramme; d'après Lavoisier, 0,9400 gram.; et selon Fourcroy, Vauquelin et Seguin, 0,9390 gram.; MM. Biot et Arago établissent sa pesanteur spécifique à 0,07321.

A. Placez pendant quelques instans une cloche remplie de ce gaz, avec l'ouverture en haut. Vous trouverez, en y plongeant une chandelle, que le gaz s'est échappé.

B. Placez une autre cloche de ce gaz, avec l'ouverture en bas, vous trouverez que le gaz est resté dans la cloche, et qu'il a été retenu par la voûte et les côtés de cet instrument.

C. Remplissez de gaz hydrogène une vessie munie d'un robinet, auquel vous adapterez un tube de pipe à tabac : plongez la boule du tube dans une dissolution de savon, et en tournant le robinet, soufflez-en des boules, celles-ci au lieu de tomber, comme celles soufflées avec l'air des poumons, s'élèveront dans l'atmosphère. C'est sur cette propriété du gaz hydrogène qu'est fondée la construction des ballons.

D. On peut varier l'expérience en remplissant la vessie avec un mélange de deux parties de gaz hydrogène et une d'oxigène. Les boules soufflées avec ce mélange, prennent feu à l'approche d'un corps enflammé et détonent avec force. Il est bon de n'y mettre le feu qu'après qu'elles sont entièrement détachées de tube, sans quoi le gaz contenu dans la vessie pourroit détoner avec beaucoup de danger pour l'opérateur.

Nous pouvons décrire ici une propriété du gaz hydro-

gène qu'il partage avec tous les autres corps aëriformes, c'est-à-dire sa diffusion dans tous les autres fluides élastiques avec lesquels on le met en contact. Les fluides non élastiques peuvent rester long-temps en contact sans se mélanger. Ainsi, quand nous remplissons à moitié un vase avec de l'alcool chargé d'une matière colorante, et qu'au moyen de la pipette *Fig.* 15, *Pl.* Ire., nous introduisons au-dessous une couche d'eau, l'alcool nage à la surface en formant deux couches bien distinctes, tant que l'on n'agite pas et que l'on ne change pas la température. Mais c'est une chose différente par rapport aux fluides élastiques ou gaz, qui, d'après la découverte de M. Dalton, se pénètrent l'une et l'autre, et se mêlent dans toutes les circonstances. On peut prouver cette assertion sur les gaz hydrogène et oxigène, au moyen d'un appareil très-simple.

Prenez deux fioles de verre, chacune de la capacité d'environ 130 grammes, et un tube ouvert aux deux extrémités, et de 50 millimètres de long, sur 5 millim. de diamètre. Passez chaque extrémité du tube dans un bouchon perforé, que vous adapterez à chaque fiole. Remplissez l'une de gaz hydrogène, et l'autre d'oxigène. Placez celle-ci sur une table avec l'ouverture en haut, et introduisez-y le tube avec le bouchon. Placez à l'autre extrémité du tube la fiole de gaz hydrogène renversée, et laissez l'appareil dans cette position. Au bout de deux ou trois heures, en séparant les fioles et approchant de leurs ouvertures une bougie allumée, il se fera dans chacune une explosion. Quoique le gaz hydrogène soit à peu près 14 fois plus léger que l'oxigène, il descend cependant par le tube de la fiole supérieure dans la fiole inférieure, et au contraire le gaz oxigène (ce

qu'on n'auroit pas présumé à cause de sa pesanteur spécifique plus grande) monte dans le tube et déplace l'hydrogène qui est plus léger.

M. Dalton a bien reconnu qu'on peut étendre ces sortes d'expériences à tous les autres gaz; mais pour cette démonstration il faut faire plusieurs analyses qui demandent une connoissance préalable des propriétés de ces gaz. Les expériences de ce savant tendent à établir cette conclusion : *qu'un fluide élastique plus léger ne peut rester sur un autre plus pesant sans s'y mêler.*

CHAPITRE VI.

De la Composition, de la Décomposition et des propriétés de l'Eau.

SECTION PREMIÈRE.

Synthèse ou Composition de l'Eau.

Nous avons établi dans le chapitre V., sect. v, que les gaz hydrogène et oxigène brûlés sur l'eau en proportion suffisante disparoissoient entièrement; cependant pour rendre certaine la nature du produit qui se forme, l'expérience doit être faite sur le mercure, par le moyen d'un eudiomètre, (*Pl.* II, *fig.* 28); quand on opère ainsi, on trouve que le produit de la combustion est de l'eau, que l'on prouve par-là être formée de deux ingrédiens élémentaires. L'eau produite dans cette expérience ne peut cependant pas être considérée comme formée de deux gaz, mais de leurs bases seulement, car

la lumière et le calorique qui constituent les gaz se dégagent en grande partie pendant la combustion. On doit donc considérer chaque gaz comme un composé de deux ingrédiens, d'une matière gravitante qui se sépare et existe probablement sous forme solide ou liquide, et d'un fluide très-subtil appelé calorique. Dans l'exemple que nous venons de rapporter, le calorique (et peut-être la lumière et l'électricité) forment un ingrédient commun à l'hydrogène et à l'oxigène; mais ils diffèrent l'un de l'autre par la nature de leurs bases. Celle de l'un est appellée hydrogène, et celle de l'autre oxigène, et on peut donc dire que l'eau est un composé non de *gaz* hydrogène et oxigène, mais d'hydrogène et d'oxigène. Ce fait peut être prouvé de deux manières, par la *Synthèse*, c'est-à-dire en unissant ensemble ces deux ingrédiens élémentaires, et par l'*analyse*, ou, en d'autres termes, en séparant les parties constituantes de l'eau, et en les présentant sous une forme distincte.

I. Remplissez de gaz hydrogène une vessie garnie d'un robinet et d'un tube recourbé (*Pl.* IV, *fig.* 41, *c*) comme dans le dernier chapitre. Versez dans une assiette environ moitié de mercure, et renversez dessus une cloche de verre remplie d'air atmosphérique, et parfaitement sèche, faites passer le gaz hydrogène au travers du tube, allumez ce courant et l'introduisez sous la cloche de verre en l'élevant et l'enfonçant ensuite dans le mercure aussi long-temps que vous introduirez le gaz enflammé. Il s'échappe d'abord une portion d'air à causé de la raréfaction, la combustion continuant, l'eau se forme, et se condense sur les parois de la cloche. Cette eau est produite par l'union de l'hydrogène avec l'oxigène contenu dans l'air atmosphérique.

II. Si on n'avoit pas une assez grande quantité de mercure pour répéter cette expérience, on pourroit opérer de la manière suivante : prenez un large ballon de verre capable de tenir trois ou quatre litres, ayant deux tubulures opposées l'une à l'autre, et qui ne doivent pas être plus longues que le col d'une cornue. Enflammez le courant de gaz hydrogène et l'introduisez au centre du ballon. L'air raréfié et vicié montera par l'ouverture supérieure, et l'ouverture inférieure fournira constamment de nouvel air. Par cette combustion, il se produira une quantité d'eau assez grande pour qu'elle ruisselle à la surface intérieure du vase.

III. M. Cuthbertson de Londres a inventé un appareil très-simple, très-ingénieux et beaucoup moins coûteux que tout autre pour la composition de l'eau. Il a été décrit et représenté dans le *Journal de Nicholson*, in-4°., vol. II, pag 235, ou dans le *Magasin philosophique*, vol. II, pag. 317 (1), et aussi *Pl.* IV de cet ouvrage, *Fig.* 33.

Cependant en employant cet appareil, au lieu de deux récipiens pour les gaz hydrogène et oxigène, placés dans une cuve à eau, j'emploie deux gazomètres, et alors l'expérience se fait plus facilement et devient plus frappante. L'appareil ainsi modifié consiste en un grand récipient de verre ou une bouteille *a* (*Pl.* IV, *Fig.* 34), munie à la partie inférieure d'une ouverture où l'on cimente une pièce de cuivre perforée de deux trous. La figure 33, *Pl.* IV, représente cette pièce, mais d'une

(1) Dans le même volume du *Magasin philosophique*, on peut consulter un essai intéressant sur les expériences principales que l'on a faites sur la composition de l'eau, accompagné d'une gravure exacte de l'appareil que l'on emploie.

grandeur plus considérable. L'ouverture *a* conduit le gaz oxigène, et *b* le gaz hydrogène. Avant de commencer l'expérience, on visse le robinet *e* (*Fig.* 34, *Pl.* IV), par le moyen de la vis (1) au robinet *b* du gazomètre (*Fig.* 35, *Pl.* IV), contenant le gaz oxigène et on fixe, par le même moyen, le robinet *d* au gazomètre rempli de gaz hydrogène.

Quand on veut déterminer exactement les proportions de gaz consumés et d'eau produite, on pèse d'abord le récipient *a*, on y fait ensuite le vide avec une machine pneumatique que l'on y joint par le moyen de la vis *c*, et l'on détermine la quantité d'air restée dans le récipient, en y enfermant une éprouvette. Si l'on n'étoit pas retenu par les dépenses, on devroit, après avoir rempli le récipient de gaz oxigène, le vider de nouveau, et remplir ensuite avec l'oxigène du gazomètre, dont on observe la quantité au moyen de l'échelle graduée. Quand le récipient est rempli de gaz oxigène, et que l'on a fermé exactement le robinet *c*, on y fait passer un courant d'étincelles électriques du conducteur d'une machine entre la tête de platine du fil recourbé dans le récipient, et la pointe du cône de cuivre. Quand on a ainsi introduit un courant d'électricité, on ouvre le robinet *d*, le gaz hydrogène passe par l'ouverture de la pointe du cône, et s'enflamme par l'étincelle électrique, comme on le voit *Fig.* 33, *Pl.* IV. On ouvre le robinet *e*, et on modère l'activité de la flamme du gaz hydrogène en fermant en partie le robinet *d*; comme le volume du gaz hydrogène consommé est double de l'oxigène, et que le

(1) Voyez *Pl.* IV, *Fig.* 47, et sa description dans l'explication des planches à la fin de cet ouvrage.

tube qui le conduit est plus petit que celui qui apporte l'autre, il faut environ le double de pression pour dégager l'hydrogène. On obtient cet effet en diminuant dans la même proportion la pesanteur du contre-poids *c*, *c* (*Fig.* 35, *Pl.* IV) du gazometre qui contient l'hydrogène.

Pendant la combustion le vaisseau mobile *o*, (*Fig.* 37, *Pl.* IV) de chaque gazometre descend, et en observant les échelles graduées, on voit que le vase du gaz hydrogène descend du double plus que celui qui contient le gaz oxigène. Il est nécessaire de refroidir toujours le récipient *a*, en l'enveloppant de linges mouillés, et quand on a ce soin, l'eau se forme en gouttes sur les parois du récipient, et se rassemble dans le fond. A la fin de l'expérience on doit peser de nouveau et noter l'augmentation de poids. On observe la quantité de gaz consommés, et on les compare avec leurs poids actuels au moyen de la table donnée dans l'appendice. On trouvera que le poids de l'eau produite est à peu près égal à celui des deux gaz employés, c'est-à-dire en ne faisant pas attention aux décimales, que pour chaque 100 gram. d'eau obtenus dans le récipient, 85 gram. de gaz oxigène, et 15 grammes de gaz hydrogène, (équivalant en mesure à environ 25 millimètres cubes du premier, et 50 du second) ont disparu des gazomètres.

IV. En brûlant un grand nombre de fois un mélange d'oxigène et d'hydrogène sur le mercure, il se produit enfin une quantité sensible d'eau.

SECTION II.

Analyse ou Décomposition de l'Eau.

Les expériences *analytiques* sur l'eau sont de deux espèces, 1°. celles qui nous présentent un de ses ingré-

diens seulement, sous forme distincte et séparée; 2°. celles qui fournissent ses deux principes composans, l'hydrogène et l'oxigène mêlés l'un à l'autre à l'état de gaz.

I. De la première espèce, sont les suivantes:

1. Prenez un canon de fusil dont la culasse a été enlevée, de sorte qu'il forme un tube ouvert aux deux extrémités; remplissez le de fil de fer tourné en spirale, adaptez à une extrémité du canon une petite cornue remplie en partie avec de l'eau, et à l'autre un tube de verre recourbé, qui se termine dans une cuve pneumatique. Placez le canon horizontalement (ou en élevant un peu l'extrémité à laquelle la cornue est adaptée) dans un fourneau qui a deux ouvertures opposées l'une à l'autre (*Pl.* IV, *Fig.* 40) allumez le feu dans le fourneau, et quand le canon sera devenu rouge, mettez une lampe sous la cornue, la vapeur de l'eau passera sur le fer rouge, se décomposera, et on obtiendra son hydrogène sous forme de gaz. Cette méthode est la plus facile et la moins coûteuse pour se procurer le gaz hydrogène, quand on veut en avoir de grandes quantités.

2. On peut répéter la même expérience en substituant un tube de porcelaine à celui de fer; et pesant exactement le fil de fer avant et après l'expérience, on trouvera que ce métal a augmenté considérablement de poids, et si l'on fait attention à la quantité d'eau qui échappe à la décomposition par une addition à l'appareil *e* (*Fig.* 40, *Pl.* IV), et au poids du gaz obtenu, on trouvera que l'augmentation de poids du fer avec celui du gaz hydrogène forme exactement le poids de l'eau qui a disparu. D'après des expériences de cette espèce, conduites avec l'attention la plus scrupuleuse, ainsi que

par la synthèse, il paroît que l'eau est composée de 85 pour cent d'oxigène et 15 d'hydrogène, à peu près; mais comme le gaz hydrogène est onze fois plus léger que l'air commun, la proportion de gaz en volume nécessaire pour former l'eau est environ de deux de gaz hydrogène et une d'oxigène. Par conséquent, dans la décomposition de chaque 3,950 grammes d'eau, le fer employé gagne 3,350 grammes, et s'oxide, et on obtient 592 milligrammes, égaux à environ 3[illegible]illimètres cubes de gaz hydrogène.

3. On peut décomposer l'eau dans le même appareil avec du charbon au lieu de fer : cependant dans ce cas les résultats sont différens, comme on le verra dans une des sections suivantes.

4. Il nous reste encore à parler d'une autre méthode d'effectuer la décomposition de l'eau, dans laquelle on obtient l'oxigène et non l'hydrogène à l'état de gaz. C'est par l'action des végétaux vivans, soit entiers, soit au moyen de leurs feuilles seulement. Remplissez d'eau un ballon transparent de verre, et jetez-y un certain nombre de feuilles vertes d'un seul arbre ou d'une même plante. Exposez cet appareil à l'action directe des rayons du soleil, qui frappera alors sur les feuilles entourées d'eau. Il se formera d'abord des bulles d'air sur les feuilles, elles augmenteront de grosseur jusqu'à ce qu'enfin elles s'élèvent à la partie supérieure du vase. En continuant l'opération tant que le végétal est sain, et examinant le gaz, on trouvera que c'est de l'oxigène à peu près pur. Dans cette expérience l'hydrogène se combine avec la plante, à la nutrition et au support de laquelle il contribue, tandis que l'oxigène est mis en liberté.

II. Le procédé par lequel les élémens de l'eau sont séparés l'un de l'autre à l'état aëriforme, ou forment un mélange de gaz hydrogène et oxigène, dépend de l'action de l'électricité.

1. La première de ces expériences exige une machine électrique très-puissante. Ce fait a été découvert par une société de chimistes hollandois, et la principale circonstance de l'expérience est la transmission de décharges électriques au travers d'une quantité d'eau renfermée. L'appareil employé dans cette expérience par MM. Diéman et Van Troostwick, est un tube de verre d'environ 3 millim. de diamètre, et 500 millim. de long, dont une des extrémités est scellée hermétiquement; on insère à cette extrémité un fil d'or, qu'on fait passer d'environ 40 millimètres dans le tube. A peu près à la distance de 1 millim. de l'extrémité de ce fil on fixe un autre fil qui s'étend à l'extrémité ouverte du tube. On remplit alors le tube avec de l'eau distillée, et on le place renversé dans un vase rempli de la même eau. Quand tout est ainsi disposé, on fait passer des décharges électriques entre les deux extrémités des fils au travers de l'eau, et si ces décharges sont assez fortes, il se forme à chaque explosion des bulles d'air qui montent jusqu'à la partie supérieure du fil qui n'est plus couvert d'eau. Quand cet effet est produit, les décharges qui passent mettent le feu aux gaz, qui sont mélangés, l'eau s'élève dans le tube, et il reste une très-petite quantité de gaz. Maintenant, comme dans le mélange de gaz hydrogène et oxigène, il n'y a qu'un gaz capable d'être enflammé par l'électricité, et comme il n'y a rien dans le tube, autre que l'eau, qui puisse les produire dans cette expérience, on peut conclure avec assurance

que les gaz hydrogène et oxigène dégagés proviennent de l'eau décomposée.

2. M. Cuthbertson a imaginé pour faire la même expérience, un appareil où l'opérateur court moins de danger. On peut en voir la description et la planche dans le *Mémoire* du docteur Pearson, dans les *Transactions philosophiques* pour 1797, ou dans le *Journal* de Nicholson, vol. I. pag. 511, in-4°.

3. La décomposition de l'eau par l'électricité galvanique est employée principalement pour démontrer ce fait d'une manière simple et élégante. La manière de la conduire pour obtenir des résultats heureux, se trouvera expliquée plus loin, quand nous traiterons des principes généraux de la science électrochimique.

SECTION III.

Propriétés et Effets de l'Eau (1).

I. *L'Eau contient de l'Air.*

On peut s'en convaincre facilement en plaçant de l'eau sous le récipient d'une machine pneumatique pendant qu'on fera le vide dans le récipient, on apercevra des bulles d'air qui s'élèveront en abondance; il s'échappe aussi beaucoup d'air de l'eau pendant l'ébullition, et on peut le rassembler dans un appareil convenable. On peut aussi remarquer le même fait en remplissant un tube de 550 millim. de long, fermé à une extrémité avec du mercure excepté environ 100 millim. qu'on remplit avec de

(1) Toutes les fois que dans le cours de cet ouvrage, nous parlerons de l'eau comme agent dans des opérations de chimie, nous entendrons toujours l'eau distillée pure.

l'eau. En plongeant l'extrémité ouverte du tube dans le mercure, on voit en peu de temps des bulles d'air qui s'élèvent de l'eau.

J'ai fait des expériences sur le gaz que donne l'eau d'une source en la prenant à une distance considérable de sa surface (*Philosophical Transactions*, 1803), il s'est séparé de 100 millim. cubes d'eau, 4,76 millim. de gaz, dont 3,38 mill. de gaz acide carbonique et 1,38 millim. d'air semblable à celui de l'atmosphère.

Tous les gaz sont absorbés par l'eau privée de tout son air ou de la plus grande partie par l'ébullition; cependant la quantité que l'air peut absorber varie considérablement par rapport aux différens gaz; ceux qui ne sont absorbés qu'en très-petite proportion, demandent une agitation longue et continue en contact avec l'eau.

La table suivante a été construite par M. Dalton, d'après les résultats de ses propres experiences et des miennes.

L'eau absorbe à la pression et à la température moyenne de l'atmosphère :

D'Acide carbonique...	son propre volume.
Hydrogène sulfuré...	*Idem.*
Oxide nitreux.....	*Idem.*
Gaz oléfiant.....	$\frac{1}{8}$
Gaz oxigène.....	$\frac{1}{27}$
Gaz nitreux.....	*Idem.*
Hydrogene carburé..	*Idem.*
Oxide carbonique...	$\frac{1}{44}$
Gaz azote.....	*Idem.*
Gaz hydrogène.....	*Idem.*

Le principe par lequel ces gaz sont retenus par l'eau

est jusqu'à présent une matière de controverse; Berthollet et le plus grand nombre des chimistes l'assignent à l'exercice de l'affinité chimique entre les gaz et l'eau; mais M. Dalton a avancé (et cela me semble avoir la plus grande probabilité), que l'on explique mieux ce fait par les principes de la mécanique. On peut voir cette opinion de M. Dalton dans son ouvrage, *New Sistem of chemical philosophy*, ou dans deux mémoires que j'ai publiés dans les 8e. et 9e. vol. du *Journal* de Nicholson.

II. *L'air atmosphérique contient de l'eau, même pendant le temps le plus sec.*

Exposez à l'air dans un vase plat un peu de sous-carbonate de potasse ou de sel de tartre ordinaire, en peu de jours il deviendra humide ou tombera en *deliquium*. D'après le même principe, l'eau exposée à l'air, disparoît en s'y dissolvant. La quantité d'eau qu'on peut retirer de 1 décimètre cube d'air à 15°, est de 1 milligr. Mais d'après Clément et Desormes, le muriate de chaux ne peut en démontrer que 0,30 milligramme à 12°. Les expériences de ces deux chimistes, et celles de M. Dalton tendent à prouver qu'à la même température, des volumes égaux de différens gaz cèdent la même quantité d'eau aux sels déliquescens. La portion d'eau qu'ils abandonnent ainsi, a été appellée *eau hygrométrique*. Il est encore indéterminé, s'ils contiennent une nouvelle quantité d'eau dans un état d'union intime, et qui ne peut être séparée par les substances déliquescentes.

III. *L'eau dissout une grande quantité de corps solides.*

Les corps sur lesquels elle a de l'action, sont appelés solubles dans l'eau, et ils ont différens degrés de solubilité. Voyez chap. 1er., et la table dans l'Appendice.

IV. *Pendant la solution des sels dans l'eau, il se fait un changement de température.*

Dans beaucoup de cas il y a une absorption de calorique (ou dans d'autres termes une production de froid), pendant la solution, comme dans l'exemple donné chap. III, sect. 2. Mais dans d'autres circonstances il se dégage du calorique, ou il se produit de la chaleur. Ainsi le sel de tartre ordinaire élève la température de son dissolvant pendant sa dissolution, et la potasse caustique, dans un grand état de sécheresse, produit le même effet d'une manière plus remarquable. Cependant le carbonate de potasse pur, quand il est cristallisé, suit la loi ordinaire et absorbe du calorique pendant la solution. Comme leur différence de l'état cristallisé à celui de masse informe dépend principalement de l'eau chimiquement combinée que contient la première et non la dernière, on peut conclure que la chaleur produite pendant la solution des sels est due à la conversion de l'eau que contiennent ces corps, de l'état solide à l'état liquide.

V. *Pendant la solution des sels dans l'eau il se dégage de l'air.*

Cet air étoit contenu mécaniquement, en partie dans le sel, et en partie dans l'eau. On peut prouver qu'il

ne vient pas entièrement de la première source, en variant l'expérience de la manière suivante : mettez un gramme ou deux de sulfate de soude dans une fiole, et versez dessus assez d'eau pour la remplir exactement. L'air contenu dans les pores du sel se dégagera bientôt, et il se dissoudra seulement une petite portion du sel d'après le principe donné chap. II, sect. 7 ; mais agitez la fiole, tout le sel disparoîtra, et il se dégagera une nouvelle portion d'air pendant la solution. L'air qui se dégage en dernier lieu paroît venir de l'eau, parce que l'affinité entre ce liquide et le sel est plus forte qu'entre l'eau et l'air ; c'est donc un cas d'affinité élective simple.

VI. *Le volume de l'eau change pendant la solution des corps.*

Prenez un ballon de verre, garni d'un col long et étroit, appelé ordinairement matras, (Voyez *Fig.* 4, *Pl.* V), et introduisez-y un gramme ou deux de sulfate de soude. Ajoutez ensuite de l'eau environ jusqu'aux $\frac{1}{4}$ du col ; faites tout cela avec le moins de mouvement possible, afin que le sel ne soit pas dissous avant que vous le vouliez. Marquez avec un fil la ligne où l'eau s'arrêtera et agitez le matras. Le sel se dissoudra et l'air sera mis en liberté, et pendant la solution l'eau descendra beaucoup au-dessous de son niveau. La contraction de volume est due à la diminution de température, et quand l'eau a repris sa première température, on trouve aussi que son volume est augmenté par l'addition du sel. L'évêque de Llandaff a observé que l'eau subit une augmentation manifeste de volume en dissolvant seulement deux centièmes de son poids de sel. C'est un fait assez

décisif contre la théorie qui suppose dans l'eau des pores capables de recevoir les corps salins, sans augmenter de volume.

VII. *Le pouvoir dissolvant de l'eau augmente par la diminution de la pression de l'atmosphère.*

Dans une bouteille de Florence, mettez un hectogr. de sulfate de soude. Versez dessus, peu à peu, 1 kilogr. d'eau, et chauffez jusqu'à ce que la liqueur bouille. Tout le sel se dissoudra. Faites bouillir la liqueur très-fortement pendant quelques minutes afin de chasser tout l'air, et fermez bien la bouteille au moment où vous la retirerez du feu. Pour prévenir plus complètement l'entrée de l'air, couvrez le bouchon avec une vessie; le vaisseau se refroidira, il se formera un vide imparfait sur la solution, car la vapeur qui se produit pendant l'ébullition chasse l'air et prend sa place. La vapeur se condensera par le refroidissement du vase. La solution étant parfaitement froide, peut être agitée sans aucun effet, tant qu'elle est exactement bouchée; mais en ôtant le bouchon, et remuant le vase, la solution se congèle instantanément, et il se produit de la chaleur. Cette expérience démontre non-seulement le principe que nous voulons mettre en évidence, mais encore elle fournit un exemple de la loi que nous avons donnée chap. III, sect. 2, VI, c'est-à-dire que le calorique se dégage toujours pendant le passage d'un corps de l'état fluide à l'état solide, et elle présente un fait entièrement contraire à celui dans lequel il se produit du froid, c'est-à-dire où il y a du calorique absorbé pendant la solution des sels.

VIII. Il est inutile de rien ajouter à ce qui a été dit dans la première section, relativement à la combinaison du calorique avec l'eau, constituant la vapeur, ou à l'histoire des phénomènes de sa conversion en glace, excepté que pendant ce dernier changement, son volume augmente dans la proportion de 8 à 9, et qu'en conséquence de son expansion, l'eau est capable de briser les vases de fer les plus forts, et qu'elle devient spécifiquement plus légère. D'après cette propriété la glace nage toujours à la surface de l'eau.

Il est à remarquer que cette augmentation de volume a lieu long-temps avant que sa température soit descendue au point de la congélation, c'est-à-dire à environ 4 degrés. Remplissez la boule et une partie du tube d'un thermomètre d'un petit diamètre d'eau colorée avec l'infusion de Litmus, que vous pourrez introduire par le même moyen qu'on emploie pour le remplir de mercure. Plongez le thermomètre dans l'eau à 4°, et quand vous présumerez que l'eau renfermée dans la boule a atteint le même degré de chaleur, plongez successivement l'instrument dans l'eau à 2° et à 0°: à chaque immersion l'eau s'élèvera dans le tube; en ramenant la température à 4°, elle redescendra au même point que ci-dessus; en la plaçant dans l'eau à 10°, elle se dilatera. Les mêmes effets paroissent résulter dans ces expériences de deux causes opposées. Car le volume de l'eau augmente également par l'abaissement ou l'élévation de la température. M. Dalton prétend cependant que dans l'expansion apparente par une basse température, il y a une erreur provenant de la contraction du verre qui diminue la capacité de la boule, et fait monter l'eau dans la tige. La question n'est pas encore

décidée, et M. Dalton conteste toujours les expériences du comte de Rumford et du docteur Hope. Le comte de Rumford n'admet point à présent que l'eau soit à sa plus grande densité à 2° au-dessus du point de la congélation.

CHAPITRE VII.

De l'action chimique de l'Electricité ordinaire et galvanique.

Cette branche des sciences naturelles, qui comprend les phénomènes du *Galvanisme*, et les principes généraux sur lesquels ils ont été classés, a une origine récente. Ce n'est que dans l'année 1791 que Galvani, savant italien, engagé dans une suite d'expériences sur l'irritabilité animale, observa par hazard les contractions que l'on excite dans les membres d'une grenouille par l'application d'un *conducteur électrique* entre un nerf et un muscle. La théorie qu'il fonda sur ce phénomène, étoit que les différentes parties d'un animal sont dans un état d'électricité opposée. Cependant Volta a trouvé depuis, que cette analogie étoit sans fondement, en excitant des contractions semblables, par l'emploi de deux nerfs, de deux muscles, ou de deux parties du même muscle. Mais pour produire cet effet, il a trouvé qu'il est essentiel d'employer deux métaux. Il a été conduit par là à conclure que par le contact de différens métaux, il s'excite une petite quantité d'électricité, et il assigne les phénomènes en question à l'action de l'électricité, en premier sur les nerfs, et ensuite par leur entremise sur les muscles.

Il se passa plusieurs années, pendant lesquelles l'action du galvanisme sur le corps animal, et la discussion de sa cause attirèrent principalement l'attention des savans, lorsqu'en 1800, le sujet prit une tournure nouvelle par la découverte de la *pile galvanique* (1) par M. Volta; découverte qui nous a fourni un appareil nouveau et des plus importans pour l'analyse, capable, s'il y en a, de nous faire connoître les vrais élémens des corps. Depuis cette époque les découvertes se sont multipliées avec une rapidité et une extension qui surpassent toutes nos connoissances dans l'histoire des sciences; et les faits sont devenus si nombreux, qu'il me semble qu'une classification et un arrangement de ces faits est préférable à un détail historique par ordre de temps. La méthode qui me paroît être la mieux disposée à donner une idée distincte du sujet, est la suivante :

I. La construction des appareils galvaniques, et les circonstances essentielles pour exciter cette modification de l'électricité.

II. Les faits qui établissent son identité avec l'électricité excitée par les procédés ordinaires.

III. L'action du fluide électrique ou galvanique en produisant les changemens chimiques.

IV. La théorie par laquelle on explique le mieux ces changemens dans l'état actuel de nos connoissances.

V. Les hypothèses qui ont été proposées pour rendre compte de l'oxigène de l'électricité excitée par l'appareil galvanique.

---

(1) *Philosophical Transactions*, 1800, ou *Philosophical Magazine*, VII, 289.

SECTION PREMIÈRE.

De la construction des appareils Galvaniques.

On sait bien maintenant que pour exciter l'électricité ordinaire, il est nécessaire d'employer une classe de corps appelés *électriques*, par le frottement desquels l'électricité se trouve accumulée, et d'où on la rassemble au moyen des corps *non électriques* ou *conducteurs*. Ainsi, quand on communique un frottement au plateau de verre d'une machine électrique, le fluide des corps environnans s'accumule sur lui, et de-là passe dans le conducteur, dans lequel il existe en quantité beaucoup plus grande qu'à l'état naturel. Tout l'effet produit par l'action de la machine est un trouble de la quantité naturelle d'électricité dans les corps, ou un transport d'un corps dans un autre, en conséquence duquel, tandis que le dernier acquiert une surabondance, le premier devient proportionnellement moins fort de la même quantité d'électricité (1).

Les conditions nécessaires à la promotion de l'électricité galvanique sont entièrement différentes; car la classe des corps que l'on nomme électriques n'a aucune part dans les phénomènes. La seule chose nécessaire est un contact simple entre les différens corps conducteurs,

(1) Cette théorie me paroît avoir plusieurs avantages, sur l'hypothèse qui suppose deux espèces différentes d'electricité, capables de se neutraliser l'une l'autre par la combinaison. Je proposerois seulement une modification claire et précise de termes, et l'adoption de ceux proposés par M. Cuthbertson, c'est-à-dire *Electricité condensée* ou *raréfiée*, au lieu de *positive* et *négative*.

dont un ou plusieurs doivent être à l'état liquide. Les conducteurs de l'électricité ont été divisés en *parfaits* et *imparfaits* : la première division renferme les métaux, la plombagine, le charbon ; les conducteurs imparfaits contiennent l'eau, les solutions salines, les acides et les fluides animaux.

L'appareil galvanique le moins compliqué porte le nom de *cercle galvanique simple*. Il consiste en trois conducteurs, dont deux sont d'une classe et le troisième de l'autre. Les tables suivantes, construites par M. Davy, présentent différens cercles simples, arrangés dans l'ordre de leurs pouvoirs, le plus énergique occupant la première place.

Table de quelques cercles galvaniques, composés de deux conducteurs parfaits, et d'un conducteur imparfait.

SUBSTANCES LES PLUS OXIDABLES.	SUBSTANCES LES MOINS OXIDABLES.	FLUIDES OXIDANS.
Zinc, avec. . .	Or, charbon, argent, cuivre, étain, fer, mercure.	Solution d'acide nitrique dans l'eau, d'acide muriatique, d'acide sulfurique, etc. Eau contenant en solution de l'oxigène, de l'air atmosphérique, etc.
Fer.	Or, charbon, argent, cuivre, étain.	
Etain.	Or, argent, charbon.	
Plomb.	Or, argent.	
Cuivre.	Or, argent. . .	Solutions de nitrates d'argent et de mercure. Acides nitrique et acétique.
Argent.	Or.	Acide nitrique.

Table de quelques cercles galvaniques, composés de deux conducteurs imparfaits et d'un conducteur parfait.

CONDUCTEURS PARFAITS.	CONDUCTEURS IMPARFAITS.	CONDUCTEURS IMPARFAITS.
Charbon. Cuivre. Argent. Plomb. Etain. Fer. Zinc.	Solutions de sulfures hydrogénés alcalins, capables d'agir sur les trois premiers métaux, mais pas sur les trois derniers.	Solutions d'acide nitreux, d'acide muriatique oxigéné, etc., susceptibles d'agir sur tous les métaux.

Le pouvoir des cercles galvaniques simples est très-foible; mais on le rend assez apparent par les expériences suivantes :

1. Quand on pose sur la langue un morceau de zinc, et dessous un autre de cuivre, on n'éprouve pas de sensation tant que les métaux restent isolés; mais en les mettant en contact, on s'aperçoit distinctement d'une saveur métallique. Nous avons dans ce cas l'exemple de deux conducteurs parfaits (les métaux), et un imparfait (la langue ou plutôt les fluides qu'elle contient). La saveur métallique provient selon toute probabilité, du dégagement d'une petite quantité d'électricité, par le contact de deux métaux, et par son action sur les nerfs de la langue.

2. Un morceau de zinc plongé dans l'eau, exposée librement à l'atmosphère, s'oxide lentement, mais quand

on le place dans la même situation en contact avec une pièce de cuivre, son oxidation est beaucoup plus prompte. En plongeant de l'argent et du fer (en contact l'un avec l'autre) dans l'acide muriatique étendu, l'action de l'acide sur le fer se trouve considérablement augmentée, et le gaz hydrogène est dégagé de l'eau, non-seulement parce qu'elle est en contact avec le fer, mais aussi parce qu'elle touche l'argent. Ces faits expliquent pourquoi dans le doublage des vaisseaux, il est nécessaire d'employer des clous du même métal qui forme les planches, car si l'on se servoit de métaux différens, ils seroient oxidés ou rouillés très-promptement, parce qu'ils formeroient avec l'eau de l'Océan un cercle galvanique simple.

Des Cercles galvaniques composés, ou Batteries.

On forme les batteries galvaniques en multipliant les appareils qui forment les cercles simples. Par exemple, si des pièces d'argent et de zinc, et des pièces de laine de la même grandeur, et humectées d'eau, sont empilées les unes sur les autres (*Fig.* 77, *Pl.* IX) dans l'ordre suivant, zinc, argent, laine, zinc, argent, laine, et ainsi de suite, vingt fois au plus, on obtiendra une batterie galvanique, appelée du nom de son auteur, *Pile de Volta.* Le pouvoir de ces forces combinées est suffisant pour produire un choc considérable, quand on tient dans les mains, préalablement mouillées, deux baguettes de métal, et que l'on touche avec elles la partie supérieure, et la partie inférieure de la pile : le choc peut être renouvellé à volonté pendant quelques heures, jusqu'à ce que l'activité de la pile commence à décroître, et cesse enfin entièrement.

Les métaux qui composent les batteries galvaniques

peuvent être rangés plus convenablement, d'après l'invention heureuse de M. Cruikshank, dans une cuve de bois scellée au fond, dans laquelle sont creusées des divisions à environ 8 millim. l'une de l'autre : dans chacune desquelles on fixe avec du mastic des plaques carrées de zinc et de cuivre, unies préalablement avec de la soudure (*Fig.* 37, *Pl.* IV, et *Fig.* 78, *Pl.* IX). L'espace entre chaque paire de plaque, forme une cellule destinée à recevoir un liquide, qui rend la combinaison plus active. L'avantage de cet appareil sur la pile, dépend en partie de ce qu'on la met plus facilement en ordre, mais aussi parce que l'instrument est beaucoup plus actif. Quand on l'a construit de la manière que nous l'avons décrit, il fournit un exemple de combinaison galvanique de la *première espèce*, formée de deux conducteurs parfaits et d'un autre imparfait. Mais on peut la modifier en plaçant dans les cellules une plaque d'un seul métal, et remplissant alternativement avec deux liquides différens, comme de l'acide nitrique étendu, et une solution de sulfure de potasse. Dans ce cas, on a une batterie du *second ordre*, ou formée par la répétition alternative d'un conducteur parfait et d'un imparfait. Pour faire des expériences, on préfère généralement la première espèce d'appareil.

Une autre modification de cet appareil, appelé *chaine de tasses*, a été proposée par Volta, en même temps qu'il communiqua l'invention de sa pile ; et d'après les nouvelles expériences de M. Children (1), il paroît qu'elle est très-utile et très-puissante. Elle consiste en une rangée de verres (*Pl.* VIII, *Fig.* 75) comme des verres à vin ou de petits gobelets sans pieds, destinés à rece-

(1) *Phil. Trans.* 1809, pag. 32.

voir le fluide que l'on choisit. Dans chacun de ces verres est plongée une plaque de zinc et une de cuivre, qui n'ont pas moins de 25 millim. carrés, et qui ne se touchent pas l'une l'autre. Les plaques des différentes tasses sont réunies au moyen de fils métalliques ou arcs, de sorte que le zinc du premier communique avec le cuivre du second, le zinc du second avec le cuivre du troisième, et ainsi de suite à tout le rang. On ressent le choc en plongeant les doigts d'une main dans le fluide de la première tasse, et ceux de l'autre main dans la dernière de la série. La supériorité de cet appareil consiste en ce que la surface de chaque plaque métallique est exposée à l'action du liquide; cependant en soudant les plaques ensemble, une surface de chacune d'elles se trouve defendu contre l'action du liquide et ne contribue en rien à l'effet. On a, depuis peu, combiné cet avantage dans la cuve ordinaire, en la divisant en cellules, non avec des plaques de métal, mais au moyen de séparations en verre. On introduit dans chacune des cellules remplies d'un liquide approprié, une plaque de chaque métal, mais qui ne se touchent pas. On établit la communication avec un arc métallique entre la plaque de zinc de chaque cellule et la plaque de cuivre de la suivante, précisément de la même manière que dans la chaîne de tasses. Depuis peu de temps encore, on a construit les cuves en porcelaine, et les séparations avec la même matière. L'appareil est sous les autres rapports semblable à celui que nous avons décrit plus haut.

On a varié la grandeur des plaques depuis 25 à 50 mill

(1) *Phil. trans.*, 1809, pag. 32.

jusqu'à plusieurs mètres. Pour des expériences ordinaires, des plaques de 25 à 50 millim. carrés suffisent. Mais pour répéter les expériences de M. Davy il ne faut pas moins de 100 paires de plaques chacune de 100 mill. carrés (1). Il y auroit beaucoup d'inconvénient à augmenter la grandeur des cuves plus loin qu'un certain point, et il vaut mieux combiner plusieurs cuves, en unissant l'extrémité zinc de l'une, avec l'extrémité cuivre de l'autre, par le moyen de fils métalliques.

Il suffit d'ajouter, en termes généraux, que chaque combinaison qui est capable de former un cercle galvanique simple, peut, par une répétition suffisante, composer une batterie. On observe aussi que les combinaisons les plus actives dans les cercles simples, sont les plus puissantes dans les cercles composés. Les tables précédentes de M. Davy expriment donc le pouvoir des appareils simples, comme celui des appareils composés.

Pour construire une batterie du *premier ordre*, il est essentiel que le fluide que l'on emploie exerce une action chimique sur l'un des métaux. L'eau pure entièrement privée d'air paroît n'avoir pas d'action; l'effet galvanique se trouve renfermé dans certaines limites proportionnelles à la rapidité avec laquelle le métal le plus oxidable agit sur le fluide qui l'environne. Le fluide le plus généralement employé est l'acide nitrique étendu avec vingt ou trente fois son poids d'eau. M. Children recommande le mélange de trois parties d'acide nitrique fumant, et une d'acide sulfurique, étendus avec trente

(1) M. Singer a donné quelques règles sur le nombre et la grandeur des plaques nécessaires pour les différentes opérations. *Nicholson's Journal*, XXIV, pag. 275.

parties d'eau. M. Singer a donné aussi des instructions sur la meilleure espèce d'acide et la densité la plus convenable pour produire l'électricité galvanique. Il paroît, d'après ses expériences, que pour différentes opérations on a besoin d'acides de densités différentes.

On a trouvé que le pouvoir de l'appareil augmentoit quand il est isolé avec des corps non conducteurs, et quand on l'entoure d'une atmosphère de gaz oxigène, insuffisante cependant pour que l'on emploie l'un de ces expédiens dans les cas ordinaires. Le gaz oxigene disparoît dans cette opération, quand il est renfermé dans un récipient; et quand tout le gaz oxigène est absorbé, l'effet cesse, et il se renouvelle par l'introduction d'une nouvelle quantité de gaz. Quand les cellules sont remplies avec de l'acide nitrique, l'appareil continue d'agir, même dans le vide de la machine pneumatique, ou dans une atmosphère d'acide carbonique ou de gaz nitrogène. Mais si elles sont remplies avec de l'eau seulement, toute l'action est suspendue en plaçant l'appareil dans une de ces circonstances. Il paroît, d'après cela, que l'oxidation de l'un des deux métaux qui composent la caisse, est essentielle à la production de l'électricité galvanique.

SECTION II.

De la Relation mutuelle de l'Electricité et du Galvanisme.

L'électricité que nous allons étudier maintenant, et que l'on produit d'une manière si différente de celle employée pour exciter l'électricité ordinaire, est-elle identique avec elle ou de nature différente? Cette question sera décidée en examinant quelques-uns des phéno-

mènes qui sont produits par l'action du fluide électrique, et ceux que procure le fluide galvanique, et nous y trouverons les ressemblances frappantes qui suivent.

1. La sensation produite par le choc galvanique est extrêmement analogue à celle excitée par la décharge d'une *Bouteille de Leyde*. Leur influence se propage aussi au milieu d'un grand nombre de personnes dans un intervalle de temps qui n'est pas perceptible.

2. Les corps qui sont conducteurs de l'électricité, conduisent aussi le galvanisme, comme les métaux, le charbon, et beaucoup de liquides; et de même il n'est pas conduit par le verre, le soufre et la classe de corps électriques, qui ne produisent pas l'électricité ordinaire. Parmi les liquides, ceux-là seulement sont conducteurs de l'électricité et du galvanisme, qui contiennent de l'oxigène comme un de leurs élémens (1).

3. Le fluide galvanique passe au travers de l'air et de quelques autres gaz non conducteurs, sous la forme d'étincelles accompagnées d'éclat et de bruit, et comme le fluide électrique, il enflamme la poudre à canon, le phosphore et les mélanges de gaz hydrogène et oxigène. M. Children a trouvé aussi que dans la pile de Volta, il y a ce que dans l'électricité on appelle une *distance frappante*. Il a trouvé qu'avec un pouvoir de 1250 paires de plaques de $\frac{1}{2}$ millim. chacune, cette distance étoit d'un 100 millim. ou l'épaisseur d'une couche d'air, au travers de laquelle le galvanisme est susceptible de passer sous la forme d'étincelles. En accroissant le nombre des plaques, la distance frappante sera plus grande, et le contraire arrivera quand il sera diminué.

(1) Cruckshank, *Nicholson's Journal*, in-4°, IV, 258.

4. **L'appareil voltaïque est capable de communiquer une charge à la bouteille de Leyde ou à une batterie.** Si on fait communiquer l'extrémité zinc d'une pile (soit qu'elle soit la plus forte ou la plus foible) avec l'intérieur d'une bouteille, elle sera chargée positivement. Si les circonstances sont différentes, ou que l'on établisse le contact par l'extrémité cuivre, la bouteille sera chargée négativement (1). Les chocs ne diffèrent pas de ceux d'une bouteille ou d'une batterie chargée à la même intensité avec une machine électrique ordinaire.

5. Le galvanisme, quand même il n'est produit que par un cercle simple (comme une pièce de zinc, une semblable de cuivre, et une pièce de laine mouillée avec une solution de muriate d'ammoniaque), affecte distinctement les feuilles d'or de l'électromètre conducteur. Si l'extrémité zinc est la plus forte, et qu'elle soit en communication directe avec cet instrument, il indiquera l'électricité positive; si la pointe de l'électromètre touche le cuivre, l'électricité sera négative. Une pile consistant en soixante combinaisons produit cet effet d'une manière plus remarquable (2).

6. Les changemens chimiques produits par le galvanisme et l'électricité ordinaire, examinés jusqu'à présent, sont précisément semblables. C'est ce qui formera le sujet de la section suivante.

---

(1) *Cuthbertson's Pratical electricity and galvanism*, pag. 261. *Volta*, *Nicholson's Journal*, in-8°. I, 140. *Van-Marum*, *Philosophical magazine*, XII, 162.

(2) *Nicholson's Journal*, in-8°. I, 139, et II, 281. *Cuthbertson*, pag. 264.

SECTION III.

Sur l'Action chimique de l'Electricité et du Galvanisme.

Les effets des fluides électrique et galvanique, en produisant la décomposition chimique, ne peuvent être décrits facilement sans faire connoître au lecteur les noms de plusieurs substances que dans l'état actuel de ses connoissances il est supposé ignorer. Cette difficulté est inévitable, parce qu'il est impossible d'expliquer les lois générales de l'action électro-chimique, sans un certain nombre de faits particuliers. En général cependant l'on trouvera qu'il n'est pas essentiel d'avoir une connoissance exacte des corps que l'on a cités en exemple, et qu'il suffit de les considérer comme composés simplement de deux ingrédiens qui sont dans un état d'électricité opposée, et soumis aux lois de l'attraction et de la répulsion électriques.

L'effet chimique le plus simple, produit par l'électricité et le galvanisme, est *l'ignition* ou *la fusion des métaux*. Quand on place un morceau de ressort de pendule dans le circuit d'une batterie électrique ordinaire contenant au moins 1 mètre carré de surface, au moment de la décharge le fil devient rouge, et reste ainsi quelques secondes, comme s'il avoit été chauffé par tout autre moyen (1). Le même effet peut être produit en mettant un fil de fer en communication avec les deux extrémités opposées de la caisse galva-

(1) Le lecteur peut consulter, pour la quantité de surface nécessaire pour brûler différentes longueur de fils, l'ouvrage de M. *Cuthberson*, pag. 161, etc.

nique. Mais dans ce cas, la chaleur continue sensiblement plus long-temps que quand elle est produite par une décharge électrique. L'eau environnant un tube plein, peut être amenée promptement à l'ébullition.

Quand on augmente le pouvoir d'une batterie électrique, les fils par lesquels on fait passer la décharge peuvent être fondus et dispersés sous la forme de fumée ou d'une poudre impalpable plus légère que l'air. La décharge galvanique est susceptible aussi de fondre les fils métalliques; mais étant moins violente, elle n'écarte pas les parties à une aussi grande distance; et même, les fils des métaux les plus infusibles, de platine, par exemple, acquièrent une chaleur blanche, et se fondent en globules.

Avec une batterie électrique très-puissante (une qui contient, par exemple, environ 4 mètres carrés), les fils métalliques sont non-seulement fondus, mais subissent même une *combustion* absolue. Les fils de plomb et d'étain produisent une lumière jaune, et ceux d'argent et de cuivre, une lumière verte. Si on fait l'expérience sur des fils renfermés dans des récipiens de verre qui contiennent une quantité connue d'air, on trouve que le volume de l'air et la proportion d'oxigène qu'il contient sont diminués (1). Les métaux sont convertis en oxides de différentes couleurs : le plomb, l'étain et le zinc en oxides blancs, le platine, l'or, l'argent et le cuivre en oxides d'une couleur foncée. L'expérience peut être variée à volonté en faisant passer la décharge au travers de fils étendus sur des plans de verre ou des feuilles de papier à une petite distance de leur surface;

(1) *Cuthbertson*, pag 199.

ils produisent des figures très-belles et de diverse couleur selon le métal employé (1).

La combustion des métaux peut être effectuée par l'électricité galvanique; mais, pour cet effet, des feuilles minces sont préférables à des fils. Les plaques qui composent la caisse galvanique ne doivent pas être de moins de 100 millimètres carrés, et plusieurs cuves doivent être réunies ensemble pour former 100 ou 150 paires de plaques au moins. Le fluide galvanique doit être conduit par des fils placés à chaque extrémité des caisses, et mis en contact avec chaque surface opposée de la feuille. Les fils peuvent être renfermés dans des tubes de verre. Quand tout est ainsi disposé, les métaux brûlent, ou plutôt déflagrent avec un éclat très-vif.

L'or produit une lumière blanche très-vive inclinant un peu au bleu, et donne un oxide dont la couleur tire sur celle de l'acajou : le cuivre présente des phénomènes semblables.

La flamme de l'argent est d'un vert vif quelquefois semblable à l'émeraude pâle, et sa lumière est plus intense que celle de l'or. Le plomb produit une lumière vive d'un pourpre mêle de bleu; l'étain en donne une semblable à celle de l'or, et le zinc, une flamme blanche bleuâtre mêlée de rouge (1). Dans tous les cas, pourvu que le pouvoir soit assez fort, la déflagration a lieu pendant quelque temps sans interruption.

Mais les fluides électrique et galvanique exercent une action beaucoup plus remarquable, en désunissant les

(1) *Cuthbertson*, pag. 226, et *Wilkinson's Elements of Galvanism*, dans la neuvième planche

(2) *Phil. Mag* XI, 284, et XV, 96.

élémens de plusieurs combinaisons. Une des premières découvertes de l'action de la pile a été son pouvoir de décomposer l'eau.

On fait passer deux fils métalliques dans des bouchons séparés, que l'on fixe sur l'ouverture d'un tube de verre, de sorte que les extrémités des fils ne puissent pas être en contact. Quand les bouchons sont en place, et que les fils sont distans l'un de l'autre d'environ 7 millim. (*a Fig. 77, Pl. IX*), on fait communiquer l'extrémité de ces fils qui sortent du tube, l'une avec le pôle zinc ou positif, et l'autre avec l'extrémité cuivre ou négative d'une batterie galvanique. On aperçoit un effet remarquable; le fil réuni avec l'extrémité zinc ou positive de la pile ou de la caisse, mis en contact avec l'eau, se trouve promptement oxidé, s'il est d'un métal oxidable; tandis que celui de l'extrémité cuivre ou négative produit un dégagement de petites bulles d'air. Mais si les fils sont d'un métal qui ne soit pas susceptible d'oxidation, comme l'or et le platine, le gaz est dégagé par les deux fils, et peut être recueilli séparément d'une manière facile. La Figure 76, *Pl. IX*, représente l'appareil nécessaire à cet effet; les fils *p* et *n*, au lieu d'être introduits dans un tube droit, sont placés dans un siphon terminé par une extrémité capillaire dans laquelle on pratique un petit trou. Quand on fait agir un courant de fluide galvanique sur l'eau qui est ainsi renfermée, on trouve, à la fin de l'opération, du gaz oxigène dans la branche du tube réunie à l'extrémité positive de la caisse, et du gaz hydrogène dans celle qui communique avec l'extrémité négative, et dans les proportions qui, par leur union, sont susceptibles de former de l'eau. Dans cette expérience, il a

été trouvé par M. Cruikshank que l'eau qui environne le fil positif devient un peu acide, et que celle qui touche le fil négatif se trouve imprégnée d'un peu d'alcali. Si au lieu d'eau, nous employons une solution métallique, le métal sera revivifié autour du fil négatif *n*, et il ne se dégagera pas d'hydrogène.

Les gaz constituans de l'eau, comme il a été découvert depuis par M. Davy, peuvent être produits séparément de deux quantités d'eau différentes, qui ne sont pas en contact immédiat l'une avec l'autre. Ce fait est d'une grande importance par sa ressemblance avec un autre plus récemment observé, qui a conduit ce Savant distingué à la découverte des lois de l'action électro-chimique.

Deux tubes de verre (*p* et *n*, *Pl. IX*, *Fig.* 79) d'environ 8 millim. de diamètre et de 100 millim. de long, munis chacun d'un fil d'or scellé hermétiquement dans une extrémité, tandis que l'autre resta ouverte, furent remplis d'eau distillée, et plongés dans des vases séparés remplis du même liquide. Les deux vases *a* et *b* furent mis en communication, soit en plongeant les doigts de la main droite dans l'un, et ceux de la gauche dans l'autre, ou en interposant un muscle frais, ou une substance végétale, ou même un fil mouillé, comme on le voit en *c*. Les fils de fer sortant des extrémités scellées des tubes, furent réunis l'un avec le pôle positif, et l'autre avec l'extrémité négative d'une caisse. A la fin de l'expérience, on trouva du gaz oxigène dans le tube *p*, et du gaz hydrogène dans le tube négatif *n*. Les proportions ou mesures étoient, à peu de chose près, celles qui résultent de la décomposition de l'eau, c'est-

à-dire, deux d'hydrogène et une d'oxigène (1). Maintenant si ces deux gaz proviennent, comme cela doit être nécessairement, de la décomposition de la même quantité d'eau, cette portion devoit être contenue, soit dans le tube *p* ou dans le tube *n*. Dans le premier cas, le gaz hydrogène que l'on trouve en *n* à la fin de l'expérience, doit être passé invisiblement de *p* en *n* par le moyen de la substance intermédiaire *c* : ou si l'eau a été décomposée en *n*, le contraire doit avoir eu lieu par rapport à l'oxigène, ou il doit avoir été transmis d'une manière invisible de *p* en *n*. Des faits de cette espèce démontrent le transport des élémens d'une combinaison à une distance considérable, au travers des substances environnantes, et sous une forme qui échappe à nos sens, et qui, tout étonnans qu'ils sont, se trouvent cependant assez nombreux et bien établis.

Les différens composés chimiques exigent pour la désunion de leurs élémens des appareils galvaniques de différens pouvoirs et d'une intensité plus ou moins forte. On opère facilement la décomposition de l'eau avec une série de 50 paires de plaques, chacune de 50 millim. carrés. Mais pour celles dont nous allons parler, des appareils d'un pouvoir beaucoup plus grand sont nécessaires.

L'appareil employé par M. Davy dans ses belles expériences, et avec lequel il a posé les bases de sa nouvelle branche de science, étoit extrêmement simple. Dans le cas où il opéroit sur des substances liquides, il employoit ordinairement des godets d'agate *p* et *n* (*Fig.* 80, *Pl. IX*), dont chacun pouvoit contenir en-

(1) *Nicholson's Journal*, in-4°. IV, 276.

viron 3 grammes d'eau. Ils étoient réunis ensemble, comme on le voit en *a*, dans la Figure, avec des fibres d'un minéral flexible appelé *Amiante*; et il plaçoit dans chacun un fil de platine dont l'extrémité recourbée, comme on le voit dans chaque Figure, sortoit au-dessus du godet. Pour mettre l'appareil en activité, il réunissoit le fil de l'extrémité zinc ou positive d'une pile galvanique puissante, et celui *n* avec l'extrémité cuivre ou négative. Il substitua quelquefois aux godets d'agate des cônes creux en or *p* et *n* (*Fig.* 81, *Pl. IX*), et réunit le fil sortant de *p* avec l'extrémité positive, et celui de *n* avec le pôle négatif d'une caisse ou d'une série de caisse. Les corps solides furent soumis à l'influence galvanique, soit en en plongeant de petites pièces dans des cônes d'or, ou d'autres fois en construisant le godet lui-même de la substance qui devoit être décomposée; ou s'il étoit nécessaire de préserver du contact de l'eau, il les plaçoit sur un petit disque isolé de platine avec la surface inférieure duquel, immédiatement sous la substance en pleine, il plaçoit un fil réuni à l'une des extrémités de la batterie, tandis que la substance elle-même étoit mise en communication avec un autre fil attaché à l'extrémité opposée de la pile.

Quand les godets d'or étoient remplis avec une solution de sulfate de potasse (sel composé de potasse et d'acide sulfurique), après être restés exposés pendant un temps suffisant à un appareil galvanique très-puissant, il trouvoit de la potasse pure dans le cône positif *p*, et de l'acide sulfurique en *n*; et la décomposition étoit complète, car le liquide en *n* ne contenoit pas d'acide, et celui de *p* pas d'alcali.

L'expérience fut répétée avec plusieurs autres sels

neutres (1), et toujours avec des résultats invariables, l'acide se rassemblant dans le cône positif, et l'alcali dans le cône négatif. Les solutions où le sel étoit en proportion considérable par rapport à l'eau, étoient décomposées plus rapidement que celles qui étoient étendues. Les sels métalliques furent aussi décomposés; l'acide parut, comme ci-dessus, dans le cône positif, et le métal se déposa quelquefois avec un peu d'oxide dans le cône négatif. Les élémens des sels insolubles, ou difficilement solubles dans l'eau, furent désunis de la manière suivante. On en construisoit des godets semblables au cône d'or; et comme ces sels sont solides et d'une texture compacte, on les façonnoit facilement. Etant alors remplis d'eau, on les réunit ensemble avec des fils de platine qui communiquoient aux deux extrémités de la batterie, en joignant ensemble les vaisseaux eux-mêmes au moyen d'amiante humectée. A la fin de l'expérience, l'acide sulfurique (quand les godets étoient formés de sulfate de chaux) se trouvoit dans le cône positif, et l'eau de chaux au pôle négatif. Le sulfate de strontiane, le fluate de chaux et le sulfate de barite furent aussi décomposés par le même moyen, mais moins facilement. Dans tous les cas, on trouvoit l'acide au côté positif, et la terre au pôle négatif de la pile.

Ces faits démontrent évidemment un transport des élémens de la combinaison d'un vase ou d'une surface électrisée à une autre électrisée differemment. Mais on

(1) M. Singer a décrit avec détail les moyens d'opérer le transport d'un acide ou d'un alcali, par un pouvoir qui n'excède pas soixante paires de plaques, chacune de 50 millimètres. (*Nich. Jour.*, XXIV, 178).

rend ce principe beaucoup plus apparent en variant un peu l'expérience. Ainsi quand une solution de sulfate de potasse est électrisée dans le cône positif *p*, l'eau étant contenue en *n*, après avoir continué pendant un temps suffisant l'action électrique, on trouvera en *p* une solution d'acide sulfurique, et la potasse dans l'eau en *n*. L'alcali a donc nécessairement passé sous une forme invisible, le long du conducteur d'amiante du vaisseau *p*, dans le vase *n*. En faisant l'expérience de la manière opposée, et remplissant de sulfate de potasse le cône *n*, l'alcali restera dans celui-ci, et l'acide sera porté au côté opposé *p*. Dans une expérience où l'on plaça du nitrate d'argent dans le godet positif et de l'eau pure au pôle négatif, toute l'amiante fut couverte d'argent revivifié.

Dans une suite non interrompue de recherches, M. Davy a découvert une série de faits beaucoup plus extraordinaires. Quand il plaçoit un vase intermédiaire *i* (*Fig.* 82, *Pl.* IX), entre le godet positif *n*, et le négatif *p*, et qu'il les réunissoit au moyen d'amiante humectée, il trouva que ces acides passoient de *n* en *p* au travers de la solution intermédiaire *i*, sans se combiner avec elle. Ainsi, quand il versa une solution de sulfate de potasse dans le godet négatif *n*, une solution d'ammoniaque pure en *i*, et de l'eau pure en *p*, au bout d'une demi-heure il trouva l'acide sulfurique dans l'eau du godet opposé, et pour y avoir été porté, il a fallu nécessairement qu'il traversât la solution intermédiaire d'ammoniaque. L'acide muriatique du muriate de soude, l'acide nitrique du nitrate de potasse, furent ainsi transportés du côté positif au pôle négatif, au travers d'une solution interposée d'alcali. Et au contraire les alcalis

et les acides métalliques furent transportés du côté positif au pôle négatif au travers d'une solution d'acide.

Il est nécessaire cependant que la solution contenue dans le vase intermédiaire *i*, ne soit pas susceptible de former un composé insoluble avec la substance qui doit passer au milieu d'elle ; ainsi l'acide sulfurique en passant du sulfate de potasse au pôle négatif au travers du vase qui contient une solution de barite pure, est retenu par cette base et tombe à l'état d'un composé insoluble.

Les corps dont la composition est beaucoup plus compliquée, sont aussi décomposés par l'électricité galvanique. Ainsi les ingrédiens de certains minéraux, qui contiennent de l'acide et des alcalis en quantités peu considérables, sont développés séparément. Par exemple le basalte (espèce de pierre, qui, sur 100 parties, contient seulement 3 $\frac{1}{2}$ parties de soude et $\frac{1}{2}$ partie d'acide), donne au bout de deux heures des traces évidentes d'alcali au pôle négatif, et de l'acide au côté positif. Un petit morceau de verre électrisé négativement dans un des cônes d'or, perd un peu de son poids, et il s'en sépare de la soude.

Ce fait explique pourquoi, par l'action du galvanisme sur l'eau, il paroît de l'alcali au pôle négatif, et de l'acide au fil positif. Ces faits ont beaucoup embarrassé M. Davy pendant quelque temps; jusqu'à ce qu'enfin il se soit assuré que l'eau, avec quelque soin qu'elle ait été distillée, contient toujours des sels neutres en solution. L'alcali et l'acide de ces corps étrangers sont séparés, d'après la loi que nous avons déjà fait connoître. C'est de là que proviennent l'acide muriatique et l'alcali, que plusieurs chimistes ont obtenu en gal-

vanisant de l'eau qu'ils regardoient comme pure; et ils ont présenté ce fait comme une preuve de la production de ces corps.

Mais il a été démontré par M. Davy que l'eau absolument pure ne contient que des gaz hydrogène et oxigène.

Tous les faits de l'appareil galvanique en produisant les décompositions chimiques, peuvent aussi être obtenus, comme on l'a trouvé, au moyen de l'électricité ordinaire. Elle a été employée, à ce dessein, par le docteur Wallaston (1). L'appareil dont il a fait usage étoit semblable à celui représenté ci-dessus (*Fig.* 77, *Pl.* IX), excepté que les fils, au lieu d'être placés dans le fluide, étoient contenus dans les tubes, et couverts dans toute leur longueur d'une couche de cire, leurs pointes seulement étoient découvertes. Ou (ce que l'on trouvera préférable) les fils furent renfermés dans des tubes capillaires, qui furent ensuite scellés à leur extrémité, et usés jusqu'à ce que les pointes seules sortissent. Les fils conducteurs, ainsi disposés, furent introduits dans un tube ou un autre vase contenant le liquide sur lequel on vouloit opérer, et ils étoient réunis, l'un avec le conducteur positif, et l'autre avec le pôle négatif d'une machine électrique disposée pour l'électricité positive ou négative (2). Quand on électrisoit une solution de sulfate de cuivre, le métal étoit revivifié autour du pôle négatif. En renversant l'appareil, le cuivre étoit dissous de nouveau, et paroissoit à l'autre tube qui devenoit alors négatif.

Quand des fils d'or de 30 à 60 millimètres de dia-

(1) *Phil. Trans.* 1811.
(2) *Cuthbertson's Practical electricity.*

mètre étoient ainsi disposés, et qu'on faisoit passer au travers un courant d'électricité, les étincelles dégageoient du gaz de l'eau. En passant dans un tube capillaire une solution d'or dans l'acide nitromuriatique, le tube fut chauffé pour chasser l'acide, et ensuite fondu et tiré, et l'on trouva qu'un simple courant d'électricité sans étincelles dégageoit du gaz de l'eau.

M. Davy a prouvé depuis, que quand on décompose une solution de sulfate de potasse dans un appareil semblable, la potasse paroît au pôle négatif, et l'acide sulfurique au côté positif (1).

SECTION IV.

Théorie des changemens produits par l'Electricité galvanique.

Un fait d'une grande importance pour expliquer les phénomènes exposés dans la section précédente, a été découvert depuis quelques années par M. Bennet, et confirmé depuis par les expériences de Volta et de Davy. Il a trouvé que différens corps, quand on les met en contact par toute leur surface ou par un seul point, subissent des modifications différentes, eu égard à la quantité de leur électricité. La meilleure manière de faire cette expérience est de prendre deux disques ou plaques, l'un de cuivre et l'autre de zinc, chacun d'environ 100 millim. de diamètre, et garni d'un manche de verre isolant, de les appliquer un instant l'un contre l'autre par leur face plate, et ensuite de les mettre séparément en contact avec la plaque isolée d'un électromètre con-

(1) *Phil. Trans.* 1806.

densateur. L'instrument indique, par la divergence de ses fils d'or, l'électricité que chaque plaque a acquise, et que l'on trouve être positive dans la plaque de zinc, et négative dans celle de cuivre (1).

M. Davy a établi aussi en 1801, que quand on construit un appareil galvanique de la *seconde espèce* en alternant des plaques métalliques avec des couches de différens fluides, les solutions alcalines reçoivent toujours l'électricité *du* métal, et les acides au contraire la transmettent *au* métal. Quand, par exemple, on construit un appareil avec de l'eau, de l'étain et une solution de potasse, le courant de l'électricité a lieu du métal à l'alcali. Mais dans un appareil d'acide nitrique, d'eau et d'étain, la circulation de l'électricité se fait de l'acide à l'étain. Si, quand l'alcali a acquis l'électricité du métal on le retire promptement de la combinaison, il n'y a pas de doute qu'on ne le trouve dans un état d'électricité positive. Et par la raison contraire, l'acide qui a fourni l'électricité au métal, se trouve, quand on l'a séparé, à l'état négatif.

On est parvenu depuis à connoître d'une manière beaucoup plus satisfaisante l'état électrique des acides et des alcalis, en examinant l'électricité qu'ils procurent à une plaque de métal isolée. En touchant plusieurs acides sur une surface étendue, avec une plaque de cuivre isolée au moyen d'une poignée de verre, on trouva que le cuivre étoit électrisé positivement, et l'acide négativement. Au contraire, en faisant l'expérience de la même manière avec des terres sèches, le métal se chargea négativement.

(1) Volta, *Nicholson's Journal*, in-8°, I, 136. Wilkinson, 11, 40, 50, 131. Cuthertson, 267.

Les alcalis fournirent des résultats moins marqués à cause de leur affinité pour l'humidité. De plus, on trouva que des corps qui possèdent une énergie électrique opposée pour un seul et même corps, la possèdent à l'égard de tous les autres. Ainsi, quand la chaux et l'acide oxalique sont mis en contact, on trouve que la terre est positive et l'acide négatif. Le soufre paroît être dans un état positif. L'oxigène, en le jugeant par les composés auxquels il tient peu, est négatif, et l'hydrogène, par le même essai, paroît être positif.

Maintenant, si les lois ordinaires de l'attraction chimique et de la répulsion opèrent, comme on a raison de le croire, parmi les corps ainsi constitués, il s'ensuivra que l'hydrogène, les alcalis, les métaux, et les oxides étant électrisés positivement, seront repoussés par les surfaces qui sont dans le même cas d'électricité, et attirés par les surfaces qui sont électrisées négativement. Et par là l'oxigène et les acides (à cause de l'oxigène qu'ils contiennent) étant dans un état négatif, seront attirés par les surfaces positives, et repoussés par celles électrisées négativement.

Pour appliquer cette théorie au cas le plus simple possible ou à la décomposition de l'eau, l'hydrogène qui la compose étant électrisé positivement, est repoussé par le fil positif et attiré au pôle négatif, tandis qu'au contraire l'oxigène étant négatif, est repoussé par le fil négatif et attiré par le pôle positif. Dans le cas des sels neutres, l'acide négatif est attiré par le fil positif, et l'alcali, électrisé positivement, l'est par le fil négatif.

Ainsi, quand on a découvert un pouvoir, supérieur, par son énergie, à l'affinité chimique, et capable de la contrebalancer selon les circonstances, on peut détruire

l'attraction chimique entre deux corps, soit en portant l'un à un état d'électricité opposé à celui qui lui est naturel, soit en augmentant la tendance à l'union, en exaltant l'énergie électrique naturelle.

Tous les corps que l'on a combinés chimiquement, ceux du moins qui ont été examinés jusqu'ici, se sont trouvés dans un état opposé d'électricité. Ainsi le cuivre et le zinc sont dans un état opposé l'un à l'autre; l'or l'est au mercure, le soufre aux métaux et les acides aux alcalis. M. Davy a trouvé qu'il est probable que même après la combinaison, les corps conservent leur état particulier d'électricité. Si l'oxigène domine dans un composé sur la base combustible ou positive, le composé est négatif, comme certains oxides métalliques; mais quand le corps combustible se trouve en proportion prédominante, il donne au composé une énergie positive.

Une question intéressante, mais que l'on peut à peine résoudre dans l'état actuel de la science, est de savoir si l'attraction et la répulsion électriques sont, comme M. Davy l'a avancé, identiques avec l'affinité chimique. D'après la première hypothèse, dans deux corps qui sont naturellement dans des états d'électricité différente, on peut exalter suffisamment les états pour leur donner une force attractive supérieure à l'affinité de cohesion qui s'oppose à leur union; et la combinaison qui se formera sera plus ou moins énergique, selon que les forces opposées seront contrebalancées plus ou moins également : et quand deux corps qui se repoussant l'un l'autre, agissent sur un troisième avec différens degrés de la même énergie électrique, la combinaison sera déterminée par ce degré; ou si deux corps qui sont à

différens degrés de la même énergie électrique par rapport à un troisième, ont aussi une énergie différente chacun à l'égard de l'autre, il se formera une balance entre les forces attractives et répulsives, qui produit un composé triple.

M. Davy remarque que cette hypothèse correspond parfaitement à l'influence des *masses*, qui a été si bien éclaircie par Berthollet; car un grand nombre de parties qui agissent foiblement peuvent égaler l'effet d'un plus petit nombre dont l'action est plus puissante : et ceci n'est pas contradictoire à l'influence du calorique sur les combinaisons chimiques; car un accroissement de température, en procurant un plus grand pouvoir de mouvement aux parties des corps, exalte aussi leurs énergies électriques, ainsi que M. Davy s'en est assuré par rapport à une plaque de cuivre et à une autre de soufre, chauffées au-dessous de 100° centigrades, et qu'à une plus haute température, ces corps, comme on le sait, se combinent avec dégagement de chaleur et de lumière, qui accompagnent ordinairement l'action chimique quand elle s'exerce avec force.

En supposant que l'électricité est une force qui modifie seulement l'action de l'affinité chimique, nous pouvons la regarder, quand elle occasionne la combinaison, comme produisant cet effet en surmontant l'attraction de cohésion. Quand elle empêche la combinaison, ou détruit celles qui sont déjà formées, elle agit probablement comme une force coopérant avec l'élasticité.

SECTION V.

Théorie de l'action de la pile galvanique.

On a donné deux théories pour expliquer les phénomènes de la pile ou de tout autre appareil galvanique. La première, présentée par Volta, étoit suggérée par le fait que l'on peut considérer à la vérité comme son fondement, que l'électricité est produite par le simple contact de deux métaux. Quand on fait toucher l'une à l'autre une plaque de cuivre et une de zinc par leurs surfaces plates, le zinc, comme nous l'avons établi dans la section précédente, présente, après sa séparation, l'électricité positive, et le cuivre l'électricité négative. Il est donc naturel de conclure qu'une certaine quantité de l'électricité passe du cuivre au zinc. En se servant d'autres métaux, Volta obtint des effets semblables, et par une série d'expériences, il rangea leur pouvoir dans l'ordre suivant, bien entendu que le premier donne son électricité au second, le second au troisième, le troisième au quatrième, et ainsi de suite.

Argent.
Cuivre.
Fer.
Étain.
Plomb.
Zinc.

Les métaux ont alors été nommés par Volta, à cause de cette propriété, *Moteurs de l'électricité*, et l'action qui a lieu, *Electro-motion*, terme qui a été sanctionné depuis par l'adoption qu'en a faite M. Davy.

C'est d'après le transport de l'électricité d'un corps à un autre par simple contact, que Volta explique l'action de l'instrument qu'il a découvert, et de tous les appareils semblables. Les fluides interposés n'ont dans son hypothèse, aucun effet comme agens chimiques, en produisant les phénomènes, et agissent entièrement comme conducteurs de l'électricité. Cependant, sans disputer sur l'exactitude ou la valeur des faits qui forment la base de sa théorie, il suffit, pour la réfuter, de dire qu'elle est inconciliable avec d'autres phénomènes, et principalement avec l'observation que l'action chimique des liquides sur le métal le plus oxidable de l'appareil galvanique, est essentiel pour soutenir leur affinité. Il est bien prouvé aussi que l'opération a lieu, et se termine par l'oxidation, et que l'énergie de la pile a lieu à peu près en proportion de la rapidité de cette action. Il semble, d'après cela, à la première vue, que l'on peut regarder, l'oxidation du métal comme la première cause du dégagement d'électricité dans les appareils galvaniques.

Mais quoique l'action chimique des fluides que l'on emploie soit regardée maintenant comme essentielle à l'excitation de cette espèce d'électricité, nous avons cependant encore à considérer un effet qui n'est pas généralement admis, et qui est le premier dans l'ordre des phénomènes. M. Davy a suggéré comme une correction à la théorie de Volta, que l'électro-motion occasionnée par le contact des métaux, est la première cause des changemens chimiques, et que ces changemens n'agissent qu'en rétablissant l'équilibre électrique. Pour expliquer ceci, supposons que dans la caisse galvanique, les plaques de zinc $z1$, $z2$, $z3$ (*Fig.* 78, *Pl.* IX), sont dans un

état positif, et les plaques de cuivre *c* 1, *c* 2, *c* 3, dans celui de l'électricité négative ; le liquide placé dans la cellule après le premier, sera en contact d'un côté avec le zinc électrisé positivement, et de l'autre avec le cuivre électrisé négativement. Si les élémens qui composent le fluide sont eux-mêmes dans des états différens d'électricité, l'élément électrisé négativement sera altéré par le zinc, et celui électrisé positivement le sera par le cuivre. Ainsi quand le fluide est une solution de muriate de soude dans l'eau, l'oxigène et l'acide passent à la plaque zinc ou positive, et l'alcali à la plaque cuivre, tandis que l'hydrogène, qui n'a pas d'affinité pour le cuivre s'échappe. L'équilibre électrique se trouvera donc rétabli, mais seulement pour un instant ; car comme le fluide interposé est un condensateur imparfait de l'électricité, les plaques de cuivre et de zinc, à cause de leurs pouvoirs électro-moteurs, reprendront leurs états d'électricité opposés, et ces changemens auront lieu aussi long-temps qu'il restera du muriate de soude indécomposé. Par conséquent dans l'appareil Voltaique, l'énergie électrique des métaux, par rapport à chacun d'eux, ou aux substances dissoutes dans l'eau, sont des causes qui troublent l'équilibre, et les changemens chimiques sont des causes qui la rétablissent.

Cependant cette théorie de la pile galvanique ne peut être considérée comme complète, puisqu'elle ne rend pas compte de l'accumulation de l'électricité à l'extrémité zinc de l'appareil. Le docteur Bostock explique ce fait d'une manière très-ingénieuse par la théorie que l'oxide de zinc est la source de l'électricité dégagée. Il regarde comme certain que le fluide électrique a de l'affinité pour l'hydrogène, et il suppose que l'électri-

cité dégagée à la première plaque zinc, combinée avec l'hydrogène, passe au travers du fluide dans la plaque opposée cuivre. Et quand l'électricité et l'hydrogène sont séparés, l'électricité se dégage sous forme de gaz, et le dernier passe jusqu'à la dernière plaque zinc. Etant accumulé en cet endroit avec quelque force, il se dégage par l'action du fluide, dans un état plus concentré qu'avant. Et de la même manière, en multipliant le nombre des paires, on peut porter l'électricité à un degré d'intensité connu à l'extrémité zinc de la pile.

D'après cette théorie, l'électricité dégagée est *produite* par l'action chimique des fluides intermédiaires sur chaque plaque zinc de la série, et son accumulation est l'agrégat de celle qui s'est dégagée. La concentration qui a lieu à l'extrémité zinc de l'appareil, peut cependant être expliquée par l'hypothèse de Volta, et principalement avec la modification de M. Davy. En prenant la première cellule pour exemple, le fluide intermédiaire entre la plaque positive *z* 1 (*Fig.* 78, *Pl.* IX) et la plaque négative *c* 2, étant lui-même un conducteur de l'électricité, peut avec le temps produire un équilibre entre les deux plaques, mais cela a lieu seulement par le passage d'une certaine quantité d'électricité au travers du fluide. La quantité absolue d'électricité sera donc diminuée dans la première paire, et augmentée dans la seconde. D'après le même principe la seconde plaque de zinc cédera une portion de son électricité à la troisième plaque cuivre, et la seconde paire de plaques se trouvera par là privée d'une portion de son électricité; tandis que l'électricité que perdra la seconde paire de plaques, sera regagnée par la première paire. En

multipliant de cette manière le nombre des plaques, chaque paire successive, à mesure que l'on avancera dans la série, aura une tendance à diminuer la quantité d'électricité dans la première, et à avoir par-là son état d'électricité exalté.

Quand on établit la communication entre les deux extremités d'une série, par exemple, entre z 3 ou la cellule contiguë, et c 1, les électricités opposées tendent à l'équilibre. La troisième paire fait un partage de son électricité avec la première, et la paire intermédiaire étant placée entre des forces égales, reste en équilibre. Ainsi, dans tous les appareils galvaniques, il y a au centre une paire de plaques qui est dans son état naturel d'électricité. L'effet d'une communication semblable devroit nécessairement réduire la pile à un état d'inactivité, s'il n'existoit toujours quelque cause suffisante pour détruire l'équilibre. Dans cete hypothèse de Volta, ce n'est rien autre chose que l'électro-motion de métaux qui produit originairement un trouble.

Telles sont les théories qui ont été imaginées pour expliquer les phénomènes de la pile de Volta. Dans l'état présent de la science, on ne peut recevoir aucune d'elles comme entièrement satisfaisante, et je l'ai établi très-au long dans l'intention d'exciter les recherches des Savans. Mais pour compléter la théorie de l'électricité galvanique, et expliquer l'influence de la grandeur des plaques dans l'action galvanique, il faudroit connoître d'une manière plus satisfaisante sa différence avec l'électricité ordinaire.

Quoique l'identité de l'électricité ordinaire et de l'électricité galvanique semble suffisamment établie, elle pré-

sente encore de grandes différences dans quelques-uns des phénomènes que nous avons décrits ci-dessus. Il y a long temps que pour les expliquer, M. Nicholson (1) a supposé que l'électricité excitée par la machine ordinaire est développée en beaucoup plus petite quantité, mais dans un état de concentration et d'intensité beaucoup plus grande que l'électricité galvanique. D'après cela sa promptitude est beaucoup plus grande, et elle passe au travers des couches d'air et des corps non conducteurs que l'électricité galvanique peut à peine pénétrer. En vertu de la même propriété elle dispose les métaux sous la forme de fumée, tandis que l'effet le plus considérable de l'appareil galvanique est de les fondre en globules. En doublant la quantité d'électricité galvanique, nous enflammons seulement un fil métallique double, et l'ignition est plus permanente, mais l'intimité de l'électricité ordinaire est telle, qu'en doublant sa quantité, nous enflammerons quatre fois plus de fil métallique, et l'effet est moins grand que momentané.

Les quantités comparatives d'électricité dégagées par la machine ordinaire, et par l'appareil de Volta ont été calculées par M. Nicholson (2). Une pile contenant 100 demi-écus, avec le même nombre de pièces de zinc, produit, comme il l'a vu, 200 fois plus d'électricité que l'on ne peut en obtenir dans un temps égal, avec une machine dont le plateau a 600 millim., et qui est

(1) Voyez son journal in-4°, IV, 244.

(2) *Cuthbertson*, pag. 278.

constamment en action. Van-Marum a aussi observé qu'un seul contact d'une bouteille de Leyde ou d'une batterie, avec une pile Voltaïque, la chargeoit au même degré que six contacts avec le conducteur d'une forte machine.

On a observé que généralement parlant, et sauf quelques restrictions, l'action galvanique se fait sentir en proportion de la surface de l'appareil. Ainsi pour obtenir une combustion plus parfaite des métaux, il faut augmenter beaucoup la dimension des plaques. 100 plaques de 100 mill. carrés produisent un effet incomparablement plus grand que la même surface divisée en quatre. Mais lorsqu'il s'agit de la décomposition rapide de l'eau et de quelques autres conducteurs imparfaits, c'est le nombre des plaques qu'il faut augmenter, et non leur surface.

En multipliant le nombre des plaques, on a pour objet, comme nous l'avons déjà observé, d'obtenir l'électricité avec une intensité plus grande, et Volta a reconnu (1) que la progression est, autant qu'on peut le juger, à peu près arithmétique. Si, par exemple, nous avons une certaine intensité avec vingt paires, elle sera doublée avec 40, triplée avec 60, et ainsi de suite. Mais en augmentant la grandeur, sans augmenter le nombre, on sait aussi que l'on gagne, non pas en intensité qui reste exactement la même, mais en quantité. Ce qui nous manque dans l'état actuel de la science, pour parvenir à de grands résultats, c'est la possibilité d'obtenir, par la combinaison des métaux, une grande

(1) *Nicholson's Journal*, in-8°, I, 150.

quantité d'électricité : car, comme ils sont des conducteurs parfaits, ils trouvent un passage facile au fluide, même quand il est d'une foible intensité. Au contraire on trouve que quand il passe au travers des fluides et des autres conducteurs imparfaits, il doit être dégagé dans un état de concentration beaucoup plus grand. Ces faits s'accordent donc assez bien avec l'explication, pour pouvoir être admis comme une hypothèse probable.

CHAPITRE VIII.

Alcalis.

LES *Alcalis* (1) dans leur état de pûreté, sont les produits d'opérations chimiques, que nous décrirons dans la suite. On les distingue par les propriétés suivantes :

(1) On les retire par la combustion des plantes et par le lessivage de leurs cendres. Le bois qui est resté long-temps dans l'eau, en fournit moins, parce que l'eau a dissous une partie des substances salines contenues dans le bois, qui, en se décomposant, donnent de l'alcali à la chaleur à laquelle le bois se réduit en cendres. Cependant on a dans le Nord l'opinion que les bois pourris dans les forêts à l'air et à l'humidité, contiennent le plus d'alcali. M. Vauquelin doute de ce fait

Le mot général *alcali* vient de certaines plantes nommées *Kalis*, d'où l'on retire la soude, qui est un des alcalis, et du mot arabe *al*, qui signifie grand.

Propriétés générales.

A. Les alcalis changent en vert les couleurs bleues végétales, telles que l'infusion de violettes.

B. Ils ont une saveur acre et particulière.

C. Ils servent d'intermède entre l'huile et l'eau.

D. Ils corrodent les étoffes de laine, et si la solution est assez concentrée, ils les réduisent en gelée.

E. Ils sont bien solubles dans l'eau.

On peut reconnoître les propriétés communes aux alcalis, par celles d'une solution de potasse pure.

SECTION PREMIÈRE.

Potasse et Soude pures.

ART. Ier. *Leur Préparation et leurs Propriétés générales.*

Pour préparer la *potasse pure*, dissolvez une partie de potasse d'Amérique ou de Dantzic, dans deux fois son poids d'eau bouillante, et ajoutez à la solution chaude, une partie de chaux vive, délayée dans six fois son poids d'eau chaude. Faites bouillir le mélange dans une chaudière de fer, et continuez à agiter pendant demi-heure. Séparez alors le liquide alcalin, soit par la filtration au travers d'une toile de coton, ou par décantation, et l'évaporez à siccité, dans une capsule de porcelaine. Versez sur la masse sèche autant d'alcool qu'il en faut pour la dissoudre; versez la solution dans une bouteille, et laissez précipiter la partie insoluble. Décantez la dissolution alcoolique de potasse, et pour retirer l'alcool, distillez dans un alambic (1)

(1) Voyez l'Alambic, *Pl.* I, *Fig.* 2.

d'argent pur, muni d'un réfrigérant de verre. Versez l'alcali en fusion sur une assiette d'argent, et quand il sera refroidi, cassez-le en morceaux, et conservez dans une bouteille bien bouchée. Si la distillation de l'alcool n'étoit pas poussée si loin, l'alcali se déposeroit par le refroidissement, sous forme de cristaux réguliers.

D'après les recherches électro-chimiques récentes de M. Davy, il paroît que la potasse n'est pas complètement privée d'acide carbonique, par les procédés employés jusqu'ici pour sa préparation (*Philosophical transactions* 1808, pag. 333). M. Berthollet a prouvé aussi, dans le second volume des *Mémoires d'Arcueil*, que la potasse solide, après avoir été tenue quelque temps en fusion, retient encore une quantité d'eau considérable, qui n'est pas moins de 13 ½ pour 100. Outre les moyens ordinaires, on le prouve aussi en mêlant de la potasse avec de la limaille de fer, et exposant à une chaleur rouge, il se dégage une énorme quantité de gaz hydrogène.

La *Soude pure* peut être préparée de la même manière, en substituant le carbonate de soude à la potasse.

Ces alcalis ont les propriétés suivantes:

A. Ils attirent puissamment l'humidité de l'air, ou sont déliquescens.

B. Ils se dissolvent facilement dans l'eau, en dégageant de la chaleur pendant leur solution, quand on emploie les alcalis fondus; mais les alcalis cristallisés produisent du froid en se dissolvant.

C. Ils ne sont pas volatils à une chaleur modérée, et à cause de cela ils ont été appelés alcalis fixes.

D. Mêlés à la silice en proportion nécessaire, et à une chaleur suffisante, ils forment du verre.

ART. II. *Analyse des deux alcalis fixes.*

Quoique l'on conjecturât (1) depuis long-temps que les alcalis fixes n'étoient pas des corps simples ou élémentaires, cependant on n'avoit pas obtenu de preuve certaine de leur nature, jusqu'à l'année 1807, où cette évidence a été fournie par les belles découvertes de M. Davy. D'après les faits que nous avons établis dans la dernière section, sur le pouvoir de décomposition de l'électricité, ce Savant pensa que les mêmes pouvoirs appliqués dans l'état de la plus grande intensité possible, pourroient désunir les élémens des corps qui avoient résisté jusqu'ici à tous les autres moyens d'analyse. Il lui sembla probable que si la potasse, par exemple, étoit un oxide composé d'oxigène et d'une base inflammable, quand on la soumettroit à l'action d'électricités opposées, l'oxigène seroit attiré par le fil positif, et repoussé par le pôle négatif. Et qu'en même temps on pourroit s'attendre que l'inverse auroit lieu par rapport à la base combustible, qui seroit attirée au pôle négatif.

Dans sa première expérience, M. Davy manqua la décomposition de la potasse, parce qu'il se servit d'une solution aqueuse de cet alcali, et alors l'énergie électrique fut employée à produire la décomposition de l'eau. Dans les essais suivans il liquéfia l'alcali par la chaleur, dans une capsule de platine, dont il mit la surface immédiatement au-dessous de l'alcali, en contact avec le pôle positif d'une batterie, consistant en 100 paires de plaques chacune de 150 millimètres

(1) Voyez *Philosophical magazine*, vol. XXII, 18, 62.

carrés. Quand tout fut ainsi disposé, il toucha la potasse avec le fil communiquant à l'extrémité cuivre ou négative de la batterie, il se dégagea a l'instant une vive lumière au fil négatif, et il s'éleva du point de contact une colonne de flamme provenant évidemment du développement d'une matière combustible. Il ne put cependant rassembler les produits de son expérience parce qu'ils furent consommés aussitôt que formés.

La principale difficulté, en soumettant la potasse à l'action de l'électricité, est que dans son état de sécheresse parfaite, elle ne peut conduire l'électricité. Cependant quand on la rend le moins humide qu'il est possible, en respirant dessus, on peut facilement opérer sa fusion et sa décomposition par l'emploi de pouvoirs électriques très-puissans. A ce dessein, un morceau de potasse, pesant environ 30 décigr., peut être placé sur une lame de platine isolée, et mis en contact comme nous l'avons dit ci-dessus, avec les deux extrémités d'une batterie électrique très-puissante, ne contenant pas moins de 100 paires de plaques de 150 millim. En établissant la réunion, la potasse se fondra des deux côtés où elle est en contact avec le platine. Une effervescence considérable paroîtra à la partie supérieure, provenant, comme M. Davy s'en est assuré, du dégagement du gaz oxigène. A la surface inférieure ou négative il ne se dégagera pas de gaz, mais on verra de petits globules d'un grand éclat métallique, et qui, pour les caractères extérieurs, sont absolument semblables au mercure. Quelques-uns de ces globules brûlent avec explosion et une flamme brillante, tandis que les autres se ternissent simplement, et sont garantis d'un changement subsé-

quent par une croute blanche qui se forme à leur surface (1).

Cette production de globules métalliques est entièrement indépendante de l'action de l'atmosphère, car M. Davy a prouvé qu'on peut les obtenir dans le *vide.*

La soude pure donne des résultats semblables, mais sa décomposition demande une plus grande intensité d'action. La quantité ne doit pas excéder 960 millig. à 128 décigr., et la distance entre les surfaces de platine doit être réduite de 7 à 3 millimètres. Le métal de la soude, comme celui de la potasse, continue à être fluide à la température de l'atmosphère; mais il devient promptement solide, et acquiert une grande ressemblance avec le mercure. Quand on augmente beaucoup le pouvoir électrique, les globules de ce métal s'élancent avec une grande promptitude au travers de l'air dans un état de combustion vive qui produit de beaux jets de feu.

Pour conserver ces nouvelles substances, il est nécessaire de les plonger immédiatement dans le *Naphte*, fluide que nous décrirons dans une autre partie de cet ouvrage. Quand elles sont exposées à l'atmosphère, elles se convertissent promptement à leur partie supérieure en potasse ou en soude pures. Pour prévenir plus efficacement leur oxidation, M. Pepys a proposé de les produire sous le naphte, et il a, à ce dessein, inventé un appareil ingénieux, qui est décrit dans le trente-unième volume du *Magasin philosophique*, page 214.

Quand les globules obtenus de la potasse ou de la

(1) Pour répéter ces expériences, on trouvera dans le mémoire de M. Singer, de bonnes methodes pratiques. *Nicholson's Journal*, IV, 174.

soude sont exposés à l'action de l'air sur le mercure dans un tube de verre gradué, il se fait une absorption d'oxigène, et il se forme à la surface une croûte d'alcali qui défend l'intérieur d'un changement subséquent. Quand la chaleur est appliquée à des globules ainsi renfermés, il se produit une combustion très-rapide qui a lieu avec une flamme blanche brillante. Les globules se trouvent, après l'expérience, concentrés en une substance blanche, qui est de la potasse quand on a employé les globules de la potasse, et de la soude quand on s'est servi de ceux de cet alcali. Dans cette expérience, l'oxigène a été absorbé, et le poids de l'alcali produit se trouve excéder celui des globules consumés.

Quand on jette l'une de ces substances sur l'eau, il se produit un dégagement rapide de gaz hydrogène, et l'oxigène de l'eau s'unissant avec les globules, reforme l'alcali.

On ne peut rien trouver de plus satisfaisant sur la nature des alcalis fixes que les notions fournies par les expériences ci-dessus. Par l'action puissante des électricités opposées, chacun d'eux se trouve réduit en oxigène et en une base particulière (1). Ces bases, comme les autres corps combustibles, sont repoussées par les surfaces électrisées positivement, et attirées par les surfaces négatives; et d'après cela, leur état naturel d'électricité doit être nécessairement positif. En les unissant à l'oxigène, ces bases sont promptement changées en alcalis, soit lentement à la température ordinaire, soit avec chaleur et lumière, si l'on élève la température. Nous avons

(1) Les proportions d'oxigène et de base dans chacun d'eux, se trouvent à la fin des articles *Potassium* et *Sodium*.

donc, par l'analyse et par la synthèse, la preuve que chacun des alcalis fixes est formé d'une base inflammable particulière, et d'oxigène.

Mais dans quelle classe de corps combustibles devons-nous ranger les bases alcalines ? Quelques propriétés qui leur sont communes ont déterminé M. Davy à les placer parmi les métaux auxquels elles ressemblent pour l'opacité, le lustre, la malléabilité, le pouvoir de conduire la chaleur et l'électricité, et leurs propriétés de combinaison chimique. La seule propriété que l'on puisse opposer à cette classification, est leur extrême légéreté, car leur poids n'excède pas celui de l'eau. Mais quand nous comparons les différences qui existent entre les métaux eux-mêmes, a peine pouvons-nous regarder cette objection comme valable. Ainsi le *Tellure*, qu'aucun chimiste n'hésite à regarder comme un métal, n'est qu'environ six fois plus pesant que l'eau, tandis qu'il est quatre fois plus léger que le platine; ainsi il forme une espèce de chaîne entre les anciens métaux et les bases alcalines.

En donnant des noms aux bases alcalines, M. Davy a adopté une terminaison employée communément pour d'autres métaux nouvellement découverts, et qui vient originairement du latin, et se trouve maintenant naturalisée dans notre langue. Il a appelé *Potassium* la base de la potasse, et a donné à celle de la soude le nom de *Sodium;* et ces noms ont été adoptés généralement par tous les Chimistes.

Ce n'est cependant pas seulement au moyen de l'électricité que l'on a opéré la décomposition des alcalis. Aussitôt que les découvertes de M. Davy furent connues à Paris, MM. Thénard et Gay-Lussac (*Annales de*

Chimie LXXV, 325, ou *Mémoires d'Arcueil* II, 299) parvinrent dans leurs essais à décomposer les deux alcalis fixes sans le secours de l'appareil voltaïque, mais simplement par l'intermède des affinités chimiques. Leur procédé procure les bases alcalines à un degré moindre de pureté, mais il les fournit en plus grande quantité que l'analyse électrique, c'est-à-dire, environ 400 grains. Il consiste à présenter les alcalis à du fer chauffé avec intensité, et qui, à cette température, attire plus fortement l'oxigène, que la base alcaline ne le retient.

L'appareil employé pour obtenir le potassium diffère peu de celui dont on se sert ordinairement pour décomposer l'eau par le moyen du fer (1) Il consiste en un canon de fusil ordinaire, courbé et tiré par une de ses extrémités à un petit diamètre, comme on le voit *Pl.* IX, *Fig.* 88 *c*. A une extrémité est adapté un petit tube *a* de la capacité de 32 centimètres cubes, pour contenir la potasse. A l'extrémité de ce tube, est une petite ouverture au travers de laquelle la potasse coule graduellement. A l'extrémité opposée du canon de fusil, est luté un tube de sûreté *c*, dans lequel on verse une quantité suffisante de mercure ou de naphte. On introduit dans le canon de fusil 2 ½ parties de tournure de fer bien décapée, que l'on pousse jusques dans la partie recourbée *c*. Le tube, adapté exactement, doit être alors placé dans un fourneau de 230 à 260 millim. de diamètre, et muni d'un double soufflet dont on voit le tube en *f*. On finit par placer le tube *a*, après avoir versé dedans 1 ½ parties de potasse pure, privée d'eau

(1) Hachette, *Philosophical magazine*, XXII, 89, et M. E. Davy, *idem*, pag 276.

autant que possible par la fusion. L'appareil doit être parfaitement sec, bien propre et impénétrable à l'air.

On excite alors une chaleur violente dans le fourneau *d*, et en même temps on refroidit avec de la glace le tube qui contient la potasse, ainsi que l'extrémité opposée du canon. Quand celui-ci a acquis une chaleur rouge-blanc, la potasse doit être fondue en *a* au moyen d'un petit fourneau portatif, et alors elle coulera au travers de la petite ouverture sur les tournures de fer. Il se dégagera une quantité considérable de gaz hydrogène par la décomposition de l'eau que la potasse retient même après sa fusion, et que l'on sait excéder 13 *pour cent*. Quand la production de gaz se ralentira, on pourra retirer le petit fourneau de dessous le tube *a*, et augmenter la chaleur dans le fourneau *d*, afin de fournir à la tournure de fer en *c* la température propre à décomposer le plus de potasse. Ces opérations doivent être répétées alternativement jusqu'à ce qu'il ne se produise plus de gaz; mais à la fin la chaleur doit être considérablement élevée dans le fourneau, afin de chasser le potassium qui adhère fortement aux tournures de fer.

Quand le fourneau est entièrement refroidi, on retire le tube de sûreté *e*, que l'on remplace par une cheville de fer. Si pendant l'expérience on a bien refroidi l'extrémité du canon de fusil qui sort du fourneau, on trouvera le métal y adhérant sous la forme de lames brillantes. Pour le retirer, le canon doit être coupé, et on y trouvera la plus grande partie de ce métal. Une autre portion reste attachée à la cheville de fer, et il adhère si foiblement au canon, que le moindre effort suffit pour le détacher. Il est en partie oxidé par l'air

qui est entré pendant le refroidissement du fourneau; et en couvrant le tout avec du naphte, la partie oxidée se sépare en lames, et laisse la surface blanche et d'un éclat métallique.

Le *potassium* qui est condensé le plus près du fourneau peut être détaché au moyen d'un ciseau pointu, et on peut le retirer en pièces larges; car s'il est en petites molécules, il s'enflamme à l'air, même à une température basse. Dans le milieu du canon du fusil, on trouve une amalgame de potassium et de fer, qui devient vert par son exposition à l'air, le potassium revenant à l'état de potasse.

Cette opération a été répétée successivement par M. Davy et d'autres Savans. Quand les tournures de fer sont bien décapées, la potasse bien sèche, et tout l'appareil bien exempt de tout corps étranger, le métal qui se produit diffère peu de celui que l'on obtient par la pile voltaïque. Son éclat, sa ductilité et sa malléabilité sont semblables, mais son point de fusion et sa pesanteur spécifique sont un peu plus élevés; car il exige à peu près 50° pour devenir parfaitement fluide, et à 15°, il est à l'eau comme 796 est à 100°. M. Davy attribue cette différence à un peu de fer qu'il contient.

Le charbon, comme M. Curaudau (*Nicholson's, Journal XXIV*, 37) s'en est assuré, peut servir aussi à la décomposition des alcalis. Pour réussir dans cette opération, il faut une grande attention aux manipulations que l'on trouve dans le mémoire de l'auteur. Ce fait explique bien une observation du professeur Weodhouse (*Nich. Journ. XXI*, 290). Il exposa un mélange de 2 hectogrammes de suie et de 20 grammes de perlasse pendant deux heures dans un creuset couvert à une cha-

leur intense. Quand le mélange fut refroidi, il le mit sur une assiette; et ayant versé de l'eau dessus, il prit feu à l'instant. Cet effet étoit dû à ce qu'une partie de potasse avoit été convertie en potassium.

ART. III. *Potassium.*

I. La base de la potasse existe à 15° en petits globules qui ont le brillant métallique, l'opacité et les caractères extérieurs du mercure; de sorte que quand on place un globule de mercure auprès d'un autre de potassium, l'œil ne peut découvrir de différence entre eux. Cependant à cette température, le métal est imparfaitement fluide; à 21°, il le devient parfaitement, et à 37°, sa fluidité est si parfaite, que l'on peut facilement en réduire plusieurs globules en un seul.

En abaissant la température à 10°, le potassium devient solide, mou et malléable; il a l'éclat et le poli de l'argent. Environ au point de la congélation de l'eau, il devient dur et cassant, et présente, quand on le casse, une texture cristallisée, qui au microscope paroît composée de belles facettes d'un blanc parfait et d'un brillant métallique considérable.

Pour se convertir en vapeurs, il exige une température à peu près égale à la chaleur rouge; et quand on fait l'opération dans les circonstances nécessaires, on le trouve sans altération après la distillation.

II. Le potassium est un conducteur parfait de l'électricité et de la chaleur.

III. Sa pesanteur spécifique à 15°, en prenant des précautions pour éviter les erreurs, est comme 6, l'eau étant 10. Gay-Lussac et Thénard la portent entre huit et neuf; mais ils ont probablement opéré sur une sub-

stance moins pure. Etant même sous forme solide, il nage dans le naphte, dont la pesanteur spécifique est d'environ 7 $\frac{1}{2}$ à 10.

IV. Nous avons parlé déjà de sa combustibilité. A la température de l'atmosphère, il absorbe lentement l'oxigène; mais quand il est chauffé à peu près au rouge ou au point de la vaporisation, il brûle avec une flamme blanche brillante et une chaleur intense.

V. Il paroît être susceptible de différens degrés d'oxidation. Ainsi, en le chauffant au-dessous du point de son inflammation, comme à 150°, dans une quantité d'oxigène inférieure à celle nécessaire pour sa saturation, il devient brun-rougeâtre. On peut former un composé semblable, en chauffant du potassium avec de la potasse. Dans ce cas, la potasse cède une portion de son oxigène au potassium, et on obtient un composé intermédiaire entre la base métallique et l'alcali.

VI. L'action du potassium sur l'eau a lieu avec quelques phénomènes très-beaux. Quand on le jette sur l'eau exposée à l'air, ou quand on le met en contact avec une goutte de ce liquide, il la décompose avec une grande violence; il se fait une explosion instantanée, accompagnée d'une flamme vive, et pour résultat on a une solution de potasse pure. Le gaz hydrogène qui se dégage paroît dissoudre une portion de potassium, car en se dégageant de l'eau dans l'air, il forme une trace blanche de fumée, qui s'élargit à mesure qu'elle s'élève, comme le gaz hydrogène phosphuré.

Quand on fait agir l'eau sur la base de la potasse, sans le contact de l'air, il se produit beaucoup de chaleur et de sifflement, mais il n'y a pas production de lumière, et le gaz qui se dégage est de l'hydrogène

pur. Il est important de se souvenir que chaque grain de potassium, en agissant sur l'eau, dégage environ 25 millim. cubiques de gaz hydrogène.

Quand on place un globule de la base de la potasse sur de la glace, il brûle instantanément avec une flamme brillante, et il se forme dans la glace un trou, rempli d'un fluide que l'on trouve être une solution de potasse.

On voit d'une manière plus satisfaisante la production de l'alcali par l'action de l'eau sur le potassium, en plaçant un globule de ce métal sur un papier humide, et teint avec du *Turmeric* (1). Au moment où le globule est en contact avec le papier, il brûle et se meut avec rapidité, comme s'il cherchoit l'humidité, laissant derrière lui une trace brune rougeâtre, et agissant sur le papier, seulement comme la potasse caustique.

L'affinité du potassium pour l'oxigène est si forte, qu'il découvre et décompose la petite quantité d'eau contenue dans l'alcool et dans l'éther, même les mieux purifiés, et il dégage de ces fluides du gaz hydrogène.

Le potassium a peu d'action sur le naphte incolore, et récemment distillé, mais il s'oxide promptement dans le naphte qui a été exposé à l'air, et il se forme de l'alcali qui s'unit avec le naphte, sous l'état d'un savon brun, qui se rassemble autour des globules.

VII. Quand on jette dans des acides minéraux, la base de la potasse, elle s'enflamme et brûle à la surface; ou si elle reste au-dessous de la surface, son action est telle, qu'on peut l'expliquer par son affinité

(1) Le *Turmeric* est une racine de l'Inde, qui donne une matière colorante jaune, dont on se sert pour reconnoître la présence des alcalis. (*Note du traducteur.*)

pour l'oxigène. Dans l'acide sulfurique concentré, il se forme une substance solide, blanche, qui est probablement du sulfate de potasse, entouré de soufre; en même temps il se dégage un gaz qui a l'odeur d'acide sulfureux, mêlée de gaz hydrogène. Dans l'acide nitreux il se dégage du gaz nitreux, et il se forme du nitrate de potasse. Dans le gaz acide oxi-muriatique, il brûle vivement avec des étincelles brillantes, et il se forme du muriate de potasse.

VIII. Le potassium se combine avec les combustibles simples. Pour l'unir au soufre ou au phosphore, il faut le fondre avec ces corps sous le naphte.

Le *Phosphure de potassium* exige pour sa fusion, une chaleur plus grande qu'il n'en faut pour fondre les élémens. Il est de couleur de plomb, et quand on le frotte, il a un éclat semblable à celui du plomb poli. Par son exposition à l'air, ou par la combustion rapide, il donne du phosphate de potasse.

Quand on fond du potassium avec du soufre dans un vase rempli de vapeur de naphte, ils se combinent promptement avec production de lumière et de chaleur, et dégagement de gaz hydrogène sulfuré. Le résultat est une substance grise semblable au sulfure de fer artificiel.

IX. Avec le mercure, le potassium offre quelques résultats très-extraordinaires, et fort beaux. La combinaison est très-rapide, et peut s'effectuer en les mettant simplement en contact à la température de l'atmosphère. L'amalgame dans laquelle le potassium est dans la moindre proportion, consiste environ en une partie en poids de cette base, et 70 de mercure. Il est mou et malléable, mais en augmentant la proportion de po-

tassium, on augmente dans un degré proportionné, la solidité et le brillant de ce composé.

Dans cet état de division, il paroît que l'affinité du potassium pour l'oxigène est beaucoup augmentée. Après quelques minutes d'exposition à l'air, la potasse se forme et tombe en *deliquium*, et le mercure reste pur et sans altération. Quand on jette un globule de cette amalgame sur l'eau, il se décompose rapidement avec sifflement, il se forme de la potasse, il se dégage de l'hydrogène, et le mercure reste à l'état de liberté.

L'amalgame fluide de potassium et de mercure dissout tous les métaux, et dans cet état de combinaison le mercure acquiert le pouvoir d'agir, même sur le platine.

Le potassium s'unit aussi à l'or, à l'argent, au cuivre, et quand on jette ces alliages dans l'eau, ce fluide est décomposé, il se forme de la potasse, et les métaux sont séparés sans altération.

X. Le potassium réduit les oxides métalliques avec lesquels on le chauffe, même ceux des métaux qui attirent le plus puissamment l'oxigène, comme les oxides de fer. En conséquence de cette propriété, il décompose le *flint glass* et le verre vert à une chaleur modérée; la potasse se reforme, au moyen de l'oxigène du métal qui entre dans la composition du verre, et présente une nouvelle surface. Le verre pur lui-même, formé seulement de potasse et de silice, est attaqué à une chaleur rouge. L'alcali du verre paroît céder une portion de son oxigène au potassium, et il en résulte de l'oxide de potassium qui contient une proportion d'oxigène moindre que celle nécessaire pour le convertir en potasse. Il est probable que la silice se trouve aussi en partie désoxidée.

D'après ce sommaire de l'action du potassium, il

paroît que les effets les plus remarquables qu'il présente, se lient avec son affinité pour l'oxigène, qui est assez énergique pour le rendre capable d'enlever l'oxigène à tous les autres corps. D'après cela le traitement d'une substance par le potassium, est le meilleur moyen de connoître la quantité d'oxigène qu'elle contient, et qu'il ne peut manquer d'indiquer s'il existe.

Il étoit important de déterminer les proportions dans lesquelles le potassium et l'oxigène s'unissent pour reformer la potasse. M. Davy y est arrivé par deux procédés différens. L'un consiste à s'assurer de la quantité d'oxigène qu'absorbe par sa combustion une quantité donnée de potassium, et l'autre combien un poids donné de la même substance dégage d'hydrogène de l'eau. En divisant le volume du gaz hydrogène par 2, on a la quantité d'oxigène qui a été enlevée à l'eau.

La coïncidence des résultats obtenus par ces deux moyens, est une confirmation bien grande de leur exactitude. Il paroît, d'après l'action du potassium sur l'oxigène, que

La potasse consiste en	86,1	Potassium.
	13,9	Oxigène.
	100,0	

Par l'action de l'eau les proportions diffèrent seulement d'une petite fraction, de sorte que l'on peut dire en nombre rond que la base est à l'oxigène comme 6 à 1, ou que

La potasse est composée de	86	Potassium.
	14	Oxigène.
	100	

Gaz hydrogène potassé.

Je propose de donner ce nom à la solution de potassium, dans le gaz hydrogène qui se dégage par l'action du potassium sur l'eau, comme nous l'avons déjà vu, et qui paroît, d'après les expériences de M. Davy, être formé directement en chauffant le métal dans le gaz hydrogène. Il se dissout de cette manière une grande quantité de potassium; mais la plus grande partie se précipite par le refroidissement. On n'a pas examiné attentivement les propriétés de ce gaz. Il s'enflamme spontanément à l'air, et brûle avec une lumière brillante, qui est pourpre aux bords, et produit une vapeur dense de potasse.

Il ne paroît pas que le potassium ait le pouvoir d'absorber et de condenser l'hydrogène, ni d'agir sur la base de ce gaz; fait qui, avec plusieurs autres, est contradictoire à la théorie de Gay-Lussac et Thenard, qui regardent le potassium comme un composé de potasse et d'hydrogène.

ART. IV. *Sodium.*

La base de la soude ressemble, pour la plupart de ses propriétés à la base de la potasse, elle exerce sur les différens corps une action semblable, excepté que les produits contiennent de la soude au lieu de potasse. Ainsi, avec l'acide nitrique, elle donne du nitrate de soude; avec l'acide oxi-muriatique du muriate de soude. Je ne décrirai donc dans cet article, que les propriétés qui lui sont particulières et qui la caractérisent

I. *Le Sodium*, à la température ordinaire, existe

sous forme solide, il est blanc opaque, et quand on l'examine sous une couche légère de naphte, il a l'éclat et les propriétés extérieures du mercure. Il est entièrement malléable, et beaucoup plus mou qu'aucune des substances métalliques ordinaires. Quand on le presse avec un peu de force au moyen d'une lame de platine, il s'etend en feuilles minces, et un globule de 1 à 2 mill. de diamètre, se réduit facilement a une surface de 6 millim. Cette propriété n'est pas diminuée par son refroidissement à 0°. Plusieurs globules peuvent aussi, par la pression, se réunir en un seul, de sorte qu'il possède, à la température ordinaire, la propriété de *se souder*, que le fer et le platine ne possèdent qu'a une haute température.

II. Il est plus léger que l'eau, sa pesanteur spécifique, autant qu'on a pu la déterminer, est de 0,9348 à 1.

III. Il est beaucoup moins fusible que la base de la potasse à 48°; il perd sa cohésion, et il devient parfaitement fluide à 82°. Il se fond, d'après cela dans le naphte chauffé.

IV. Le point de sa vaporisation n'a pas été bien déterminé, mais il reste fixe dans un état d'ignition au point de fusion du verre vert.

V. Quand le *Sodium* est exposé à l'atmosphère, il se ternit aussitôt, et se couvre par degrés d'une croute blanche de soude, qui tombe plus parfaitement en *deliquium*, que celle formée par le potassium.

VI. Il se combine avec l'oxigène, lentement et sans dégagement de lumière, à toutes les températures ordinaires. Quand on le chauffe la combinaison se fait plus rapidement, mais il ne se dégage de lumière que quand il devient à peu près rouge. La flamme qui se

produit alors est blanche, et il lance des étincelles brillantes, qui produisent un bel effet. Il brûle dans l'air atmosphérique avec une couleur semblable au charbon en combustion, mais avec un éclat beaucoup plus grand.

VII. Quand on le jette dans l'eau, il se produit une effervescence violente, avec un sifflement assez fort, il se combine à l'oxigène de l'eau pour former la soude, et il se dégage du gaz hydrogène qui ne contient pas, comme dans le cas du potassium, de base alcaline de la soude en solution. On ne peut non plus opérer sa dissolution dans le gaz hydrogène, en le chauffant en contact avec lui.

Quand on le jette dans l'eau chaude, la décomposition est plus rapide, et dans ce cas on observe généralement quelques étincelles à la surface du liquide; mais cet effet est dû à quelques particules de la base, qui sont projetées au dehors du vase, et sont assez échauffées pour brûler en traversant l'air.

VIII. Son action sur l'alcool, l'éther et les huiles est semblable à celle du potassium, mais avec l'acide nitrique, il se produit une inflammation vive.

IX. Le sodium paroît être susceptible de différens degrés d'oxidation. Ainsi, quand on le refond avec la soude sèche, il se fait un partage d'oxigène entre l'alcali et la base. Il se produit un fluide brun foncé, qui devient gris foncé et solide en refroidissant. Cette substance attire l'oxigène de l'atmosphère, et décompose l'eau en se convertissant en soude. On forme le même oxide de *sodium*, en fondant ce métal dans des tubes de verre vert.

X. Il n'y a pas de différence sensible entre les phé-

nomènes apparens qui ont lieu par l'action de la base de la soude et de la potasse, sur le soufre, le phosphore et les métaux. Le sulfure de sodium a une couleur gris foncé, et le phosphure de sodium ressemble au plomb. Allié au mercure dans la proportion de $\frac{1}{40}$, il rend ce métal solide et de couleur d'argent, et sa combustion s'opère avec un grand dégagement de chaleur. Cette amalgame paroît comme celle du potassium, former des composés triples avec les autres métaux, et même avec le fer et le platine, qui restent unis au mercure, quand il est privé du sodium par l'action de l'air.

Les proportions dans lesquelles cette base s'unit à l'oxigène pour former la soude, ont été déterminées par les moyens que nous avons exposés ci-dessus. Il résulte de ces essais que la base et l'oxigène sont dans la soude dans la proportion de 7 à 2, et alors

La soude est composée de { 78 Sodium. / 22 Oxigène.

SECTION II.

Ammoniaque pure.

ART. Ier. *Préparation et propriétés de l'Ammoniaque.*

I. L'*Ammoniaque*, sous sa forme la plus pure, existe à l'état de gaz. Pour l'obtenir, on peut suivre l'un des procédés suivans :

A. Mêlez ensemble parties égales de muriate d'ammoniaque et de chaux vive pulvérisées séparément, et introduisez le mélange dans une bouteille à gaz, sous

laquelle vous placerez une lampe, et vous recevrez sous le mercure le gaz qui se dégage.

B. Appliquez à une solution saturée d'ammoniaque dans l'eau, ou ammoniaque pure liquide, la chaleur d'une lampe, et recueillez le gaz comme en *A*.

II. Ce gaz a les propriétés suivantes :

A. Il a une odeur forte et pénétrante.

B. Il éteint instantanément les corps en combustion et est nuisible aux animaux. Cependant avant qu'une bougie s'éteigne dans ce gaz, la flamme augmente par l'addition d'une autre flamme de couleur jaune, qui descend de l'ouverture de la bouteille jusqu'au fond. Si la flamme de la bougie est seulement en partie plongée dans ce gaz, la flamme jaunâtre s'élevera à quelques lignes au-dessus de l'autre.

C. Il est plus léger que l'air atmosphérique. D'après cela, une cloche remplie de ce gaz, et placée avec son ouverture en haut, se trouvera avoir perdu ce qu'elle contenoit, et se remplira d'air qui étant plus pesant, descend et déplace le gaz ammoniacal. 1 décimètre cube de ce gaz à 13° et 760 millim. de pression, pèse 0,71079 gramme, ou bien 0,70272 gramme à la même pression, mais à la température de 16°. D'après les nouvelles expériences que MM. Allen et Pepys ont entreprises à l'instigation de M. Davy, 1 décimètre cube de gaz ammoniacal pèse 0,71531 gramme à 760° mill. du baromètre, et 16° du thermomètre (*Philos. Trans.* 1808, p. 39). D'après Gay-Lussac, sa pesanteur spécifique est à celle de l'air commun 0,596 à 10; et d'après cela, en prenant 1 décimètre cube d'air à 22471, 1 décimètre cube d'ammoniaque pèse 0,72762 gramme.

D. Il n'est pas assez inflammable pour brûler quand il est en contact avec l'air atmosphérique.

E. Il est rapidement absorbé par l'eau. Une ou deux gouttes de ce liquide, introduites dans une cloche de ce gaz placée sur le mercure, l'absorbent instantanément en entier, et le mercure s'élève jusqu'à remplir toute la cloche, si le gaz étoit bien pur. La glace produit le même effet, mais d'une manière moins remarquable. Il paroît, d'après les expériences de M. Davy, que 100 grammes d'eau absorbent 34 grammes de gaz ammoniacal ou 3,11343 décimètres cubes; par conséquent 16 centim. cubes d'eau prennent 7,70165 décim. cubes de ce gaz.

L'alcool en absorbe aussi plusieurs fois son volume, et donne une solution d'ammoniaque dans l'alcool, qui a l'odeur forte et les autres propriétés de ce gaz.

F. L'eau acquiert, lorsqu'elle est saturée de ce gaz, une odeur particulière, et forme ce qu'on appelle *ammoniaque liquide*, ou plus convenablement *solution d'ammoniaque pure dans l'eau.* Le moyen d'opérer cette imprégnation séra décrit par la suite, et nous donnerons un procédé pour obtenir une solution en grande quantité, ce qu'on ne peut bien accomplir par l'expérience *e.* Cette solution cède son gaz par l'application de la chaleur. (*Voyez* 1, b.)

Art. II. *Analyse de l'Ammoniaque par l'électricité.*

1. Le gaz ammoniacal est décomposé par l'électricité dans un tube de verre muni d'un conducteur scellé hermétiquement à une extrémité (*Fig.* 29, *Pl.* II), et placé renversé sur le mercure; faites passer environ

15 millimètres cubes de gaz ammoniacal, et introduisez ensuite la décharge électrique d'une bouteille de Leyde. On voit *Pl.* IX, *Fig.* 84, la construction de cet appareil qui est décrit dans le chapitre V, sect. Iere. Quand on aura fait passer deux ou trois cents décharges, on trouvera que le gaz a augmenté d'au moins deux fois son volume, et qu'il a perdu sa propriété d'être absorbé par l'eau. En le mêlant avec une quantité d'oxigène égale au tiers ou à la moitié de son volume, et y faisant passer un courant d'étincelles électriques, il se fera une détonation, et sa quantité se trouvera considérablement diminuée. Notez le total de la diminution par la combustion; divisez par 3, et multipliez par 2, le résultat donnera la quantité de gaz hydrogène produit par l'électricité dans le mélange des deux gaz; car deux mesures de gaz hydrogène sont saturées par une de gaz oxigène.

Supposons, par exemple, que nous dilations 10 mesures de gaz ammoniacal à 18, et qu'en ajoutant 8 mesures de gaz oxigène, nous trouvions le tout (26 mesures) réduit par la combustion à 6 mesures; la diminution sera de 20. En divisant 20 par 3, nous aurons 6,66, qui, multipliés par 2, donneront 13,32 de gaz hydrogène pour 10 d'ammoniaque. En déduisant 13,32 de 18, nous aurons 4,68 de gaz nitrogène contenu dans le produit de l'électrisation. Donc 100 mesures de gaz ammoniacal ont été décomposées et réduites en

13,32 mesures de gaz hydrogène.
4,68 ..... de gaz nitrogene.

D'après les proportions ci-dessus, 1 décimètre cube

de gaz ammoniac, qui pèse environ 0,7267 grammes, décomposé par l'électricité, donne 0,540 décim. d'hydrogène, qui pèsent 0,55168 gramm., et 0,240 décim. de nitrogène, qui pèsent 0,12350 gram. en tout 0,67518 grammes, ou $\frac{1}{10}$ de moins que l'ammoniaque employée.

2. L'ammoniaque est décomposée en la faisant passer par un tube de porcelaine rouge placé horizontalement dans un fourneau, comme on le voit *Fig.* 40, *Pl.* IV. Les produits sont des gaz hydrogène et nitrogène.

3. On peut aussi opérer facilement la décomposition de l'ammoniaque, en galvanisant une solution aqueuse de cet alcali. Il se produit dans cette expérience une quantité considérable de gaz. En les mettant en contact avec une solution de sulfure de potasse, il disparoîtra une petite portion d'oxigène : le reste consistera en gaz hydrogène et nitrogène.

4. Dans les *Transactions Philosophiques*, page 109, j'ai décrit une propriété de l'ammoniaque qui forme la base d'une méthode facile et prompte d'analyser cet alcali. J'ai trouvé que ce gaz mêlé avec de l'oxigène s'enflamme par l'étincelle électrique comme le mélange d'hydrogène et d'oxigène. Cependant, pour obtenir des résultats exacts, il est nécessaire d'employer d'abord moins d'oxigène qu'il n'en faut pour saturer tout l'hydrogène de l'alcali, ce qui est facile à calculer. Si par exemple nous prenons 10 mesures d'ammoniaque, il faut employer moins d'oxigène que n'en saturent 13 ou 14 de gaz hydrogène, quantité existante dans 10 d'ammoniaque, et qui exigent environ 7 de gaz oxigène. Il sera donc alors nécessaire de ne pas employer plus de 5 mesures de gaz oxigène. Le tout 15, se réduira probablement par la combustion à environ 9. Ajoutez

alors au gaz résidu 4 ou 5 parties d'oxigène, en y faisant passer une étincelle électrique, cette seconde explosion produira une diminution d'environ 6 mesures. Mais dans la première explosion tout l'oxigène a disparu, et il doit avoir saturé une quantité d'hydrogène égale à 10 mesures; et en outre deux tiers de la seconde diminution $(6 \div 3 \times 2) = 4$ sont dus à la condensation de l'hydrogène. D'après cela tout l'hydrogène est $10 + 4 = 14$. On connoît toute la quantité de nitrogène qui existe dans le produit de la première détonation, en déduisant (de 9 dans le cas actuel) la seconde quantité d'hydrogène (4), ce qui donne 5 pour le nitrogène. Ces nombres ne seroient peut-être pas obtenus exactement par l'expérience, nous les donnons seulement comme une explication de ce procédé.

J'ai déterminé, par une expérience de cette espèce, que 100 mesures d'ammoniaque exigent, pour la saturation de l'hydrogène qu'elles contiennent, entre 67 et 68° de gaz oxigène pur, et qu'elles donnent

Gaz hydrogène, environ...	136	mesures.
nitrogène	47	*Idem.*
	183	

Les résultats de cette analyse fournissent un bon exemple de la condensation des élémens des gaz qui a lieu par la combinaison chimique; car si nous pouvions, par quelques moyens, convertir 136 mesures d'hydrogène et 47 de nitrogène en ammoniaque, le nouveau gaz seroit seulement de 100 mesures. Cependant un simple mélange de ces gaz, même dans ses proportions nécessaires pour obtenir l'ammoniaque, ne peut produire cet alcali. Le calorique avec lequel

l'hydrogène et le nitrogène sont combinés respectivement, oppose, par son élasticité, un obstacle à leur union, et les place hors de la sphère de leur attraction mutuelle. Mais si on présente l'un à l'autre ces élémens, quand chacun d'eux est privé de calorique, la combinaison a lieu, et la composition de l'alcali volatil est prouvée synthétiquement, comme dans l'expérience suivante :

Quand on place de la limaille de fer humectée d'eau dans du gaz nitrogène sur le mercure, le gaz, après quelque temps, acquiert l'odeur d'alcali volatil. Dans ce cas le fer décompose l'eau, et s'empare de son oxigène, tandis que l'hydrogène, au moment où il est mis en liberté, s'unit au nitrogène pour former l'ammoniaque. Cet état de condensation ou d'absence de la quantité de calorique nécessaire pour le porter à l'état de gaz, a été appelé état naissant de l'hydrogène, et le même terme a été appliqué aux bases des autres gaz dans le même cas.

Art. III. *Décomposition de l'ammoniaque par le Potassium.*

Outre l'hydrogène et le nitrogène que l'on obtient, comme nous l'avons établi ci-dessus en décomposant l'ammoniaque, M. Davy a conjecturé depuis peu, que cet alcali contient aussi une petite portion d'oxigène, qui n'excède pas sept ou huit centièmes. Les argumens qu'il a produits en faveur de son opinion, dérivent principalement des faits suivans.

1. En décomposant l'ammoniaque par l'électricité, les gaz qui se produisirent contenoient environ un 11e de moins en poids de l'ammoniaque employée, ou en

d'autres termes 100 parties d'ammoniaque donnèrent seulement environ 91 de gaz permanent. Cependant pour obtenir ce résultat, il faut plusieurs précautions que M. Davy a indiquées dans les *Transactions philosophiques* pour 1809, pag. 460.

2. En faisant passer plusieurs fois du gaz ammoniac (privé préalablement de la plus grande quantité d'eau possible en le faisant passer dans un tube entouré d'un mélange réfrigérant) sur du fil de fer rougi, le métal s'oxida un peu à la surface, et augmenta un peu de poids. Il est nécessaire cependant de dire que cette expérience a été répétée par M. Berthollet fils, avec des résultats différens, ou au moins équivoques. En outre le fer peut recevoir un peu d'oxigène par la décomposition d'une petite proportion d'eau que le gaz ammoniac contient comme tous les autres gaz, et qui ne peut être séparé de ce gaz à la température de la congélation.

Il est bon de savoir cependant que d'autres expériences de M. Davy sur la présence de l'oxigène dans l'ammoniaque sont plus concluantes que les résultats de son analyse.

Ces expériences même conduisent assez loin pour faire présumer que l'ammoniaque peut, ainsi que les alcalis fixes, être un oxide d'un métal particulier, ou au moins de quelque composé qui contient les élémens d'un métal, et comme on n'obtient que de l'hydrogène et du nitrogène dans l'analyse de l'ammoniaque par l'électricité, il s'ensuivra que le métal en question est un composé de ces deux bases, ou une partie composante de l'une ou de l'autre. Si ce fait étoit prouvé, nous obtiendrions la certitude d'un fait de la plus grande nouveauté, et d'un intérêt très-grand, c'est-à-dire l'exis-

tence d'un métal ou d'un oxide métallique dont l'état naturel est celui d'un fluide aériforme.

Pour comprendre ces expériences, il est nécessaire de prévenir que quand le mercure forme avec une autre substance une combinaison dans laquelle il retient la plus grande partie de ses propriétés caractéristiques, il constitue ce qu'on appele un *Amalgame*; on peut conclure que cette substance est un métal, car il n'y a que les métaux qui soient susceptibles de s'amalgamer avec le mercure. Maintenant, MM. Berzelius et Pontin, de Stockholm, ont trouvé que le mercure électrisé négativement dans le circuit voltaïque, et mis en contact avec une solution d'ammoniaque, se dilate graduellement jusqu'à 4 ou 5 fois ses dimensions, et forme un solide mou qui à 21 ou 26°, a la consistance du beurre. A la température de la congélation, il devient dur, et forme une masse cristallisée, dans laquelle on aperçoit de petites facettes éclatantes. Il est à remarquer que, par cette combinaison, le mercure ne gagne qu'environ un deux-millième de son poids, et que sa pesanteur spécifique diminue tellement, que de 13 ou 14 fois plus pesant que l'eau qu'il étoit, il devient seulement trois fois plus pesant. Sa couleur, son éclat, son opacité, et ses pouvoirs conducteurs restent sans altération.

Quand on expose cet amalgame à l'air, il absorbe l'oxigène, l'ammoniaque se reproduit, et le mercure recouvre sa forme métallique. Quand on le jette dans l'eau, l'ammoniaque se reforme aussi, le mercure se sépare, et en même-temps il se dégage de l'hydrogène. Il paroît que dans la formation de cet amalgame le

mercure se combine avec un ou plusieurs des élémens de l'ammoniaque, et que c'est dans une oxidation subséquente de ce principe, que consiste la recomposition de cet alcali. En considérant ainsi ce sujet, il paroît que l'on a grande raison de croire que l'oxigène est un des principes de l'ammoniaque; mais ces faits ne sont pas assez simples pour fournir une certitude absolue.

En supposant que la substance inconnue qui s'amalgame avec le mercure est une substance métallique, M. Davy a proposé de l'appeler *Ammonium*. Tous les essais que l'on a faits pour le séparer de sa combinaison, et pour l'obtenir à l'état libre, ont été jusqu'à présent infructueux, et c'est un objet de recherches ultérieures.

Il étoit raisonnable de s'attendre que si l'ammoniaque contenoit de l'oxigène, on pourroit le découvrir par l'action du potassium, qui, dans ce cas, auroit dû se convertir en potasse; on a trouvé qu'en chauffant ce nouveau métal dans le gaz ammoniac, sa surface se couvroit d'une croute de potasse. En continuant de chauffer cette croute elle disparoît, et tout le potassium a été converti en une substance olive foncé, et a augmenté d'environ un tiers de son poids. En même temps il s'est dégagé du gaz hydrogène pur, qui formoit le résidu gazeux. Ce dernier fait est curieux et fort intéressant.

La substance brune olive obtenue ainsi, étoit plus pesante que l'eau, fusible à une chaleur un peu au-dessous de 100° centigrade, et chauffée plus fortement, il s'en dégageoit un gaz. Quand on la plongeoit dans l'eau, l'ammoniaque étoit reproduite, et il se dégageoit

des bulles de gaz hydrogène. S'il n'avoit employé que la quantité d'eau suffisante, M. Davy trouvoit que l'ammoniaque régénérée étoit exactement égale à celle qui avoit disparu dans la première partie de l'opération. Par la distillation *per se*, la substance fusible donnoit de l'ammoniaque non décomposée, et du gaz hydrogène et nitrogène dans la proportion de 2 à 1. Le résidu de la distillation étoit noir, brillant, opaque, fragile et très-inflammable, quand on l'exposoit à l'air à la température ordinaire. Quand on y ajoutoit de l'eau elle faisoit une effervescence très-violente, l'ammoniaque étoit régénérée, il se dégageoit un peu d'hydrogène, et il se formoit de la potasse. Quand M. Davy le soumit à la distillation *per se* dans un tube de platine (dans l'idée que le nitrogène se dégageroit seul), il obtint un gaz, dont un cinquième étoit du nitrogène, et quatre cinquièmes de l'hydrogène, et qui ne contenoit pas d'ammoniaque; il resta de la potasse dans le tube.

L'explication de ce phénomène ne peut se faire qu'avec de grandes difficultés. M. Davy est disposé à considérer la substance fusible formée dans la première partie de l'opération, comme un alliage de potassium et d'ammonium. Quand on fait agir l'eau dessus, ces deux corps sont oxidés et se changent, le potassium en potasse, et l'ammonium en ammoniaque, tandis que l'hydrogène de l'eau est mis en liberté. Il y a cependant dans cette production quelques circonstances qui sont un peu embarrassantes. L'ammoniaque, dans son analyse par l'électricité, dégage du gaz hydrogène et du nitrogène. Par l'action du potassium, l'hydrogène seul est dégagé, et sa quantité est à peu près égale à celle que l'ammoniaque contient. Mais que devient le nitrogène? la con-

clusion la plus naturelle paroît être qu'il reste en combinaison avec le potassium, et qu'il se dégage probablement par l'action de la chaleur. En distillant la substance fusible, il se dégage un gaz qui contient plus d'hydrogène et moins de nitrogène qu'il n'en existe dans le produit de l'électrisation de l'ammoniaque. Par exemple, 180 centim. cubes d'ammoniaque donnent, par la décomposition électrique, environ 230 centim. cubes de gaz hydrogène, et environ 90 centim. de nitrogène. Mais par l'action du potassium sur la même quantité d'ammoniaque, on obtint (en omettant les fractions) 98 centim. cubes d'hydrogène dans la première expérience, et par la distillation de la substance fusible 163 centim. cubes, faisant en tout 262 centim. Et on n'eut dans cette opération que 57 centim. cubes de gaz nitrogène. L'explication la plus probable de ce fait, est qu'une partie du nitrogène est décomposée en oxigène, qui s'unit avec le potassium, et en hydrogène, qui paroît à l'état gazeux.

Ainsi nous acquérons par là de nouvelles idées sur la nature du nitrogène, qui confirment que nous devons le regarder comme un oxide d'hydrogène. Il s'ensuivra aussi que l'hydrogène est le seul ingrédient de l'ammoniaque qui soit essentiellement métallique et susceptible de s'amalgamer avec le mercure, et de cette manière l'eau elle-même devra être considérée comme un oxide métallique.

Par des expériences subséquentes sur ce sujet (1), M. Davy a établi l'exactitude de ses premiers résultats. Il a trouvé de plus, que dans la distillation de la sub-

(1) *Phil. Trans.* 1809, pag. 450.

stance fusible, la proportion du nitrogène à l'hydrogène diminue dans la dernière partie de l'opération. Quand on distille la substance fusible avec du potassium, la proportion du nitrogène à l'hydrogène est encore diminuée, et il se reforme une grande quantité de potasse. Le même résultat est plus remarquable en proportion que la chaleur est élevée plus promptement; tandis que par une distillation lente et faite avec précaution, le produit de la substance élastique diminue, et le nitrogène est en plus grande proportion par rapport à l'hydrogène. L'action du potassium nouveau sur la matière fusible paroît consister dans la décomposition d'une plus grande quantité de nitrogène en hydrogène et en oxigène.

Quoique tous ces faits ne puissent être expliqués facilement qu'en supposant que le nitrogène est un oxide; cependant (comme M. Davy l'avoue avec franchise) dans des opérations aussi délicates, aussi compliquées et renfermant des bases si nombreuses, on ne peut être certain d'avoir éloigné toute source d'erreur, d'avoir observé et d'avoir tenu compte de toutes les circonstances.

CHAPITRE IX.

Terres.

Le nom de *Terre* avoit été employé jusqu'à présent pour désigner une substance insipide, inodore, sèche, cassante et non inflammable, à peu près cinq fois plus pesante que l'eau. Cependant cette définition a été rendue imparfaite par la découverte de plusieurs terres qui ont

une saveur forte, sont solubles à l'eau, qui possèdent les autres propriétés des terres. Plusieurs de ces terres ont donc été retirées de cette classe, et rangées parmi les alcalis. Cependant la classification qui me paroît la plus exacte, est celle qui les divise en *Terres simples* et *Terres alcalines* (1), ces dernières participent aux caractères des terres et des alcalis. Les terres alcalines sont, la barite, la strontiane, la chaux et la magnésie. Les terres simples sont, la silice, l'alumine, la glucine, la zircone et l'itrya (2).

Jusqu'à l'époque importante des découvertes de M. Davy, les terres étoient, par rapport à l'état de nos connoissances, des corps simples et élémentaires. On avoit à la vérité fait plusieurs conjectures sur leur nature, et quelques Savans avoient regardé comme probable, qu'elles sont composées d'oxigène et d'une base métallique (3). Conduit par l'analogie de ses expériences sur les alcalis, M. Davy a cependant été le premier à prouver ce que, jusqu'ici, l'on avoit seulement conjecturé, et à désunir par l'action de pouvoirs électriques considérables, les principes constituans de plusieurs corps terreux.

Cette partie des recherches de M. Davy lui a présenté beaucoup de difficultés, et a demandé une grande

---

(1) Voyez la discussion de MM. Gay-Lussac et Thenard, sur la classification des alcalis et des terres, dans leurs mémoires physico-chimiques. (*Note du traducteur.*)

(2) M. Berthollet a prouvé que l'agustine de Tranadorff n'étoit que du phosphate de chaux. *Nich. Jour.* in-8°, VII, 117.

(3) Le lecteur peut consulter l'histoire des opinions, touchant la nature des terres, dans une note du mémoire de M. Davy, dans les *Transactions philosophiques* pour 1808.

persévérance et des procédés très-compliqués. L'affinité des bases terreuses pour l'oxigène, paroît surpasser de beaucoup celle des métaux, de la potasse et de la soude, et il a trouvé que l'action des électricités opposées ne suffisoit pas pour séparer les principes qui composent les terres, ou au moins que l'effet produit ne pouvoit démontrer assez évidemment leur nature. Il a donc été conduit à électriser les terres, comme il l'avoit fait auparavant pour la potasse, en contact avec les oxides des métaux connus, dans l'attente que la base métallique des terres s'uniroit et formeroit un alliage avec le métal de l'oxide employé. Ainsi il pouvoit s'attendre qu'un mélange de barite avec l'oxide rouge de mercure, donneroit un alliage de mercure et de la base métallique de la barite, et tel fut en effet le résultat de ses expériences ; car il trouva adhérent au fil négatif un amalgame solide, qui, jeté dans l'eau, dégageoit de l'hydrogène, laissoit du mercure pur, et donnoit une solution de barite. Les mélanges de chaux, de strontiane et de magnésie avec l'oxide rouge de mercure, ont donné des amalgames semblables, d'où ces terres furent régénérées par l'action de l'air ou de l'eau ; mais les quantités qu'il en obtint étoient peu considérables dans chaque expérience.

A l'instigation du professeur Berzelius, de Stockholm, il électrisa négativement les terres en contact avec le mercure lui-même, et dans ce cas il obtint des amalgames de barite, de strontiane, de chaux et de magnésie. Ces composés de mercure et de bases métalliques décomposoient l'eau, et les terres qui les avoient formées étoient régénérées. Ils peuvent être conservés

longtemps sous le naphte, mais à la longue ils se couvrent d'une croute blanche.

Pour se procurer des quantités de ces amalgames suffisantes pour les distiller, il humecta bien les terres et les mélangea avec un tiers d'oxide rouge de mercure; il plaça le mélange sur une plaque de platine et pratiqua une cavité à la partie supérieure, ou il plaça un globule de mercure, du poids de 1 à 2 grammes, et il couvrit le tout d'une couche mince de mercure, il rendit la plaque positive et le mercure négatif, par la communication avec une batterie de 500 paires.

Le mercure se sépare de ces amalgames en les distillant dans de petits tubes de verre remplis de vapeur de naphte. Il y a cependant des difficultés considérables à pratiquer cette opération, et après tout M. Davy n'est pas certain, dans aucun cas, qu'il n'y eût de petites quantités de mercure en combinaison avec les métaux des terres.

Les proportions de métal et d'oxigène n'ont été déterminées pour aucune des terres, mais la certitude de leur analyse est parfaitement satisfaisante, la base inflammable paroissant toujours à la surface négative du circuit voltaïque, et l'oxigène au pôle positif.

La décomposition des autres terres, l'alumine, la silice, la zircone et la glucine n'a pas été opérée par le même moyen que celui dont M. Davy a fait usage pour les terres alcalines. Il électrisa des mélanges de potasse et de silex, dans le dessein d'obtenir des alliages des bases de terres avec le potassium. La zircone et la soude furent traitées de la même manière. Dans tous les cas les phénomènes indiquoient qu'une petite por-

tion de ces terres avoit été décomposée, mais en quantité si petite que l'on n'a pu examiner les proportions de leurs bases.

Enfin le potassium a été électrisé avec environ un tiers de son poids de mercure sous le naphte, en contact avec les quatre dernières terres. Le potassium produit fut jeté dans l'eau, et l'alcali formé fut saturé d'acide acétique. Maintenant, si on a obtenu un métal de ces terres, il doit nécessairement exister sous forme d'alliage avec le potassium; les deux métaux doivent être oxidés par l'eau, le potassium doit reproduire la potasse, et l'autre métal la terre dont il est la base, et cette terre doit se dissoudre dans la potasse, et être précipitée par l'addition de l'acide. Le résultat de ces expériences porte fortement à conclure que l'alumine, la glucine, la silice et la zircone sont, comme les terres alcalines, des oxides métalliques; mais, il faut l'avouer, l'évidence n'est pas encore acquise.

SECTION PREMIÈRE.

Barite.

La *Barite* peut être obtenue à l'état de pureté en calcinant le carbonate ou le nitrate de cette base, de la manière que nous décrirons dans la suite (Voy. chap. XI, sect. 4, art. 4). Quand elle est pure, elle présente les propriétés suivantes :

I. la barite pure a une saveur acre et caustique, elle change en vert la couleur bleue des végétaux, et forme avec l'huile un savon insoluble. Sous ces rapports elle a une grande ressemblance avec les alcalis.

II. Employée à la flamme d'un chalumeau sur un

charbon, elle se fond et bout violemment, et forme de petits globules qui s'incrustent dans le charbon.

Après avoir été tenue en fusion dans un creuset pendant 10 minutes, elle contient encore, d'après Berthollet, 9 *pour cent* d'eau. Cette propriété appartient seulement à la barite obtenue du carbonate pur; car celle que l'on se procure en décomposant le nitrate de cette terre, n'est pas fusible, et ne paroît pas contenir d'eau (*Nich. Jour.* XXIII, pag. 281).

III. Quand on ajoute une petite quantité d'eau à la barite nouvellement préparée, elle l'absorbe avec une grande rapidité, il se produit un dégagement de chaleur très-considérable, l'eau est complètement solidifiée, et l'on obtient une espèce de ciment solide. Un peu plus d'eau convertit cette masse en une poudre sèche volumineuse, et quand elle est complètement couverte d'eau, la barite se dissout. On doit employer de l'eau bouillante a cet effet, à moins qu'il ne se soit produit assez de chaleur par l'addition de la quantité d'eau nécessaire pour la solution.

IV. Quand la solution faite dans l'eau bouillante est refroidie lentement, elle laisse déposer des cristaux réguliers. Ces cristaux ont la forme de prismes hexagonaux aplatis, ayant deux côtés larges, et deux côtés opposés étroits, et terminés à chaque extrémité par une pyramide quadrangulaire.

V. Ces cristaux sont si solubles qu'ils se dissolvent dans leur eau de cristallisation. Exposés à une chaleur violente ils se gonflent, écument et se réduisent en une poudre sèche, formant environ 47 *pour cent* de ces cristaux. Ils se combinent encore à l'eau avec une grande force à 15°; 20 grammes d'eau dissolvent

seulement 1 gramme de ces cristaux, ou bien ils exigent pour leur solution 17 ½ fois leur poids d'eau. Exposés à l'air, ils s'effleurissent et deviennent pulvérulens.

VI. Quand ils sont dissous dans l'alcool, si l'on chauffe cette solution dans une capsule sur une lampe et si l'on y met le feu, ils communiquent à sa flamme une couleur jaune.

VII. La pesanteur spécifique de cette terre est de 4 d'après Fourcroy, et de 2,374 seulement selon Hassenfratz. La première estimation est cependant la plus probable. Toutes ses combinaisons sont très-pesantes, et de là est dérivé son nom, du mot grec βαρὺς, qui signifie *pesant.*

VIII. La barite ne s'unit à aucun des alcalis.

De la base de la barite, ou barium. La base de la barite a été obtenue par M. Davy en distillant son amalgame obtenu, comme nous l'avons dit dans la section des terres en général.

Le résidu de la distillation étoit un métal blanc d'argent. A la température ordinaire il est solide, mais il devient fluide au-dessous du rouge. Il ne s'élève pas en vapeurs avant d'être rouge, et alors il agit fortement sur le verre.

Exposé à l'air, il se ternit promptement, et se convertit en une poudre blanche qui est la barite. Quand l'opération a été faite dans une petite quantité d'air, M. Davy a trouvé que l'oxigène avoit été absorbé, et que le nitrogène restoit sans altération. Une petite portion pilée dans l'eau, agit sur elle avec violence, et tombe au fond en produisant de la barite et dégageant du gaz hydrogène.

La quantité que M. Davy a obtenue est si petite, qu'il

n'a pu examiner toutes ses propriétés physiques et chimiques. Il tombe rapidement au fond de l'eau et même de l'acide sulfurique, et il est entouré de globules de deux ou trois fois son volume. Il est probable, d'après cela, qu'il n'est pas moins de quatre ou cinq fois plus pesant que l'eau. Il s'applatit par la pression, mais il faut une force considérable pour opérer cet effet.

SECTION II.

Strontiane.

I. La *Strontiane* (appelée aussi *Strontia*, de Strontian en Écosse, où elle a été découverte d'abord), ressemble à la barite sous beaucoup de rapports; et tout ce que renferment les trois premiers paragraphes de la section précédente, peut s'appliquer aussi à cette terre.

II. Comme la barite, la strontiane est très-soluble dans l'eau bouillante, et la solution donne, en refroidissant, des cristaux réguliers; mais leur forme diffère beaucoup de celle de la barite. Les cristaux de strontiane sont des lames quadrangulaires minces, quelquefois des carrés, et le plus souvent des parallélogrammes qui n'excèdent pas en longueur et n'atteignent pas en largeur 6 millimètres. Quelquefois leurs bords sont plans, mais le plus souvent ils consistent en deux facettes qui se rencontrent et forment un angle comme le toit d'une maison. Ils adhèrent l'un à l'autre de manière à former une plaque mince de 25 ou 50 millim. en longueur et de 12 millim. en largeur. Quelquefois ils prennent une forme cubique.

III. Ces cristaux, comme ceux de la barite, éprouvent beaucoup de changemens par l'application de la cha-

leur, et donnent environ 32 *pour cent* de terre sèche. Une partie de ces cristaux exige environ 5 $\frac{1}{2}$ d'eau à la température de 15° pour sa solution, mais l'eau bouillante en prend la moitié de son poids.

IV. L'alcool bouillant chargé de ce sel, brûle avec une flamme rouge.

V. La strontiane ne se combine pas avec les alcalis. La barite n'a pas d'affinité pour elle, car il ne se fait pas de précipité quand on mêle des solutions aqueuses de ces deux terres.

On voit, par l'énumération de ces caractères, que la strontiane diffère de la barite par la forme de ses cristaux qui contiennent plus d'eau combinée et sont plus solubles dans l'eau que ceux de barite, et aussi parce qu'elle fait brûler l'alcool avec une flamme rouge. Ces distinctions ont été décrites par le Dr. Hope dans la belle suite de ses expériences sur ces deux terres (*Edimburgh, Transactions IV*). Nous établirons par la suite d'autres caractères de distinction dérivés des propriétés de ses sels.

De la Base de la Strontiane, ou Strontium.

Nous connoissons peu de chose de la base de la strontiane. Tout ce que M. Davy a observé touchant ce corps, est qu'il tombe au fond de l'acide sulfurique, et présente les mêmes caractères que le barium, excepté qu'il produit de la strontiane par son oxidation.

SECTION III.

Chaux.

I. *Propriétés physiques.* Elles peuvent être démontrées dans la chaux vive que l'on emploie dans la bâtisse et dans l'agriculture. Elle est assez pure dans cet état pour mettre même en évidence ses propriétés chimiques; mais quand on l'emploie à ce dernier usage, il faut la prendre nouvellement sortie du four.

II. *Action de l'eau sur la chaux. A.* La chaux absorbe l'eau rapidement avec un grand dégagement de chaleur et sifflement. On peut se convaincre de ce fait en versant une petite quantité d'eau sur de la chaux vive : le phénomène que nous avons décrit ci-dessus aura lieu, et la chaux se réduira en poudre appelée *Hydrate de chaux*. La chaux est à l'eau dans ce composé comme 23 à 8. Il y a cependant quelques précautions nécessaires pour cette préparation, afin de ne pas ajouter plus d'eau qu'il n'en faut pour sa formation. L'hydrate présente une forme convenable pour conserver la chaux pour l'usage des laboratoires; car elle peut être gardée facilement dans des bouteilles de verre, qui sont presque constamment rompues par la terre dans son état de sécheresse absolue.

Le degré de chaleur, produit par la combinaison de la chaux avec l'eau, est suffisant pour mettre le feu à quelques corps inflammables; et quand on éteint promptement une grande quantité de chaux dans un lieu obscur, il se dégage quelquefois de la lumière, d'après Pelletier. Le calorique qui est mis en liberté est sans doute celui contenu dans l'eau, et essentiel à sa fluidité. Par sa com-

binaison avec la chaux, l'eau passe à l'état solide, et probablement même à un état plus solide que dans la glace; d'après cela, pendant ce changement, elle dégage plus de calorique que durant sa conversion en glace; la glace elle-même, mêlée avec de la chaux vive dans la proportion de un à deux, forme une combinaison dont la température est élevée à 100°. Quand on a ajouté une quantité d'eau suffisante pour réduire la chaux en un liquide épais, elle a été appelée *Lait* ou *crême de chaux*.

La chaux peut jusqu'à un certain point être convertie en vapeurs par sa combinaison avec l'eau. C'est de là que provient l'odeur que l'on ressent quand on éteint de la chaux. Quand, à la vapeur qui se dégage de la chaux que l'on éteint, on expose un papier coloré avec le suc de violettes, sa couleur change du bleu au vert.

B. La chaux attire l'humidité de l'atmosphère, et se réduit peu à peu en poudre.

C. La chaux est très-peu soluble dans l'eau, c'est-à-dire, dans la proportion d'environ 1 à 500; et quand elle est dissoute, elle forme ce qui a été appelé *Eau de chaux*. Cette eau a une forte saveur de chaux, elle change en vert les couleurs bleues végétales, et s'unit avec l'huile pour former un savon insoluble. Pour préparer cette solution, la chaux doit être réduite en pâte épaisse, et on y ajoute ensuite la quantité d'eau bouillante nécessaire. On agite le mélange, on laisse la chaux se déposer, et on décante la liqueur claire pour l'usage: elle doit être conservée dans des vases bien bouchés.

D. La chaux ne se combine pas en proportions notables aux alcalis ni aux terres décrites jusqu'ici.

La base de la chaux à laquelle M. Davy a donné

Calcium le nom de Blaium, n'a encore été examinée qu'exposée à l'air et sous le naphte. Dans une expérience où il voulut retirer le mercure par la distillation, le tube fut malheureusement brisé avec bruit par la dilatation du mercure, et au moment où l'air rentra, le métal qui avoit la couleur de l'argent prit feu instantanément, et brûla avec une flamme blanche intense, en se convertissant en chaux.

SECTION IV.

Magnésie.

La *Magnésie* possède les propriétés d'un alcali, mais à un degré beaucoup moins grand que les terres précédentes; elle a les caractères suivans :

I. Quand elle est parfaitement pure, elle n'a absolument ni odeur ni saveur.

II. Elle ne dégage pas de chaleur quand on verse de l'eau dessus, et s'y dissout en une très-petite proportion qui n'excède pas un deux-millième de son poids. La magnésie paroît cependant avoir de l'affinité pour l'eau ; car quand elle a été humectée et ensuite séchée, on trouve son poids augmenté dans la proportion de 100 à 118.

III. La magnésie change en vert la couleur bleue de la violette ; mais la solution aqueuse de magnésie, quand elle a été filtrée au travers d'un papier, ne produit pas un effet semblable. Dans ce cas elle diffère de la chaux.

IV. Elle n'est pas dissoute par les alcalis liquides ni par les terres alcalines, et à l'état sec, elle n'a pas d'affinité pour la barite ni la strontiane.

La base de la magnésie, à laquelle M. Davy a pro-

posé de donner le nom de *Magnium*, n'est qu'imparfaitement connue. En distillant son amalgame, le métal paroît agir sur le verre, même avant que tout le mercure en ait été enlevé. Dans une expérience où M. Davy ferma le tube avant que tout le mercure fût dégagé, il parut un solide ayant l'éclat et la blancheur des autres métaux de terre. Il tomba rapidement au fond de l'eau, entouré de globules de gaz, et il produisit la magnésie. A l'air, il se couvrit promptement d'une croûte blanche, et se réduisit en une poudre blanche qu'il prouva être de la magnésie.

SECTION V.

Silice.

I. La terre siliceuse, ou *Silice*, peut être obtenue suffisamment pure des cailloux, par le procédé suivant : Prenez quelques pierres à fusil ordinaires, et les calcinez dans un creuset à une chaleur rouge. Par ce traitement, elles deviendront cassantes, et se réduiront facilement en poudre. Quand elles seront pulvérisées, mêlez-les avec leur poids de carbonate de potasse, et faites fondre le mélange dans un creuset à une forte chaleur rouge. Ce mélange doit occuper seulement une partie peu considérable de la capacité du creuset, et la chaleur doit être d'abord modérée, puis augmentée successivement. Même avec ces précautions, la masse, en entrant en fusion, pourra s'élever au-dessus des bords, et alors on la fera retomber au fond avec une baguette de fer. Quand l'effervescence a cessé, la température doit être élevée fortement, afin que les matières soient en parfaite fusion pendant une demi-heure, et on versera la masse

fondue sur un plateau de cuivre ou de fer. Nous obtiendrons ainsi un composé d'alcali et de terre siliceuse. Dissolvez dans l'eau, filtrez la solution, et ajoutez de l'acide sulfurique ou muriatique étendus, il se fera aussitôt un précipité; et aussi long-temps que cet effet aura lieu, ajoutez de nouvelles quantités d'acide. Laissez le précipité se déposer; décantez la liqueur qui surnage, et lavez le sédiment avec de l'eau froide jusqu'à ce qu'elle sorte insipide. Séchez alors.

La silice obtenue ainsi, quoique assez pure pour les expériences suivantes, peut cependant contenir une portion d'alumine. Pour séparer cette dernière terre, faites bouillir le précipité avec de l'acide sulfurique étendu, auquel on peut ajouter un peu de sulfate de potasse. L'alumine sera dissoute, et la silice pourra être séparée de la solution d'alun, en répétant les lavages avec l'eau. Cependant la silice qui a été lavée le plus exactement possible, donne encore des traces de potasse par l'application des pouvoirs électro-chimiques (Davy).

II. La terre siliceuse ainsi obtenue a les propriétés suivantes :

A. Elle est parfaitement blanche et insipide.

B. Mêlée avec l'eau, elle forme une masse cohésive comme l'alumine; elle est sèche et rude au toucher.

C. Elle est insoluble dans l'eau. Cependant quand elle vient d'être précipitée, l'eau a la propriété d'en retenir environ un millième de son poids (1). On sait encore que la silice se dissout dans l'eau par les opérations de la nature, ce dont on ne peut douter lorsqu'on considère

(1) Voyez *Klaproth's Beiträge*, I, pag. 399, 400.

les quantités considérables que l'on en rencontre sous forme cristalline.

D. Elle n'est attaquée par aucun acide, excepté par l'acide fluorique.

E. Quand elle est préparée comme il a été indiqué plus haut, et très-divisée, elle se dissout dans la solution de potasse et de soude pures, mais non dans l'ammoniaque. Cependant à l'état de caillou elle est entièrement insoluble dans les solutions alcalines; excellente preuve du principe que la division des corps solides, en présentant une grande surface à l'action des fluides, en facilite la dissolution.

F. Mêlée avec son poids de carbonate de potasse, et exposée dans un fourneau à une chaleur violente, elle forme un verre insoluble dans l'eau, et parfaitement identique avec celui des manufactures. C'est à la silice, que contient le verre, qu'est due sa décomposition par l'acide fluorique. Cependant le verre contient quelquefois d'autres corps, outre les deux dont nous avons parlé.

G. Avec une grande proportion d'alcali, comme trois ou quatre parties contre une de silice, cette terre donne un composé appelé par le docteur Black *Alcali silicé.* Le composé qui a été formé par le procédé que nous avons décrit ci-dessus est soluble à l'eau et présente un effet remarquable du changement total des propriétés des corps par leur union chimique: car dans l'état libre il n'y a pas de substance dont la dissolution soit plus difficile que la silice. La solution d'alcali silicé a été appelée autrefois *liqueur des cailloux*, ou *liqueur des pierres.* Les acides s'emparent de l'alcali et précipitent la silice, elle se sépare même par la simple ex-

position à l'atmosphère, à cause de l'absorption de l'acide carbonique par l'alcali.

H. La barite et la strontiane se combinent à la silice de la même manière que cette terre s'unit aux alcalis; mais cette combinaison n'a été employée à aucun usage.

I. Quand on mêle une solution de silice dans la potasse avec une solution aqueuse de barite, de strontiane et de chaux, ou une d'alumine dans l'alcali, il se fait un précipité. On peut conclure de là que la silice a de l'affinité pour toutes les terres à l'état humide.

Base de la silice. M. Davy n'a pu encore, malgré toutes ses tentatives, obtenir la base de la silice ou *silicium*, à l'état de séparation, quoique les résultats de ses expériences ne laissent pas le moindre doute que cette terre est comme les autres un oxide métallique.

Il a trouvé que la silice délayée dans l'eau et employée dans dans le circuit électrique ne manifeste pas d'électricité particulière pour le pôle négatif ou positif. Il a conclu de là que ses élémens sont à peu près en équilibre pour leurs énergies électriques. Les premiers essais de M. Davy pour décomposer la silice étoient fondés sur l'idée qu'elle pouvoit être un composé de quelque acide inconnu et de terre; mais le résultat n'a pas répondu à son opinion. Il a enfin électrisé la potasse et la silice combinées par la fusion, et il a obtenu un métal qui, plongé dans l'eau, donna de la silice et de la potasse. Par la fusion avec la silice, le potassium semble être changé en protoxide (1); mais ces résultats ne sont pas

(1) Protoxide signifie premier oxide d'un métal, ce mot vient du grec πρώτος, et d'*oxidium*. Voyez pour une explication plus

entièrement satisfaisans. Le potassium amalgamé avec environ un tiers de mercure, fut électrisé négativement sous le naphte avec un pouvoir considérable, dans l'espoir d'obtenir un alliage de mercure et de la base de la silice. Le potassium jeté alors dans l'eau, la potasse se régénéra avec de la silice. Il est possible cependant que cet effet soit dû à la combinaison de la silice elle-même et non de sa base avec le potassium. Il faut avouer que la certitude de la nature de la silice est loin de celle que nous avons de la composition des alcalis et des autres terres.

SECTION VI.

Alumine.

I. L'*Alumine* peut être obtenue exempte des autres terres, mais combinée avec l'acide carbonique, en précipitant une solution d'alun par le carbonate de potasse cristallisé. Pour s'assurer de la séparation complète de l'acide sulfurique, *Guyton* propose de redissoudre le précipité dans l'acide nitrique, et d'ajouter avec précaution du nitrate de barite à la solution, jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus de trouble dans la liqueur, et de précipiter ensuite l'alumine, ou de la séparer de l'acide nitrique par la chaleur (*Annales de Chimie*, XXXII, 64). Cependant l'analyse électro-chimique démontre encore dans ce cas, comme dans plusieurs autres, l'imperfection des méthodes ordinaires pour séparer les corps les uns des autres; car l'alumine préparée avec le plus de soin, donne encore du potassium et du sodium, quand

---

ample le *Système de chimie de Thomson*, traduit par Riffault, I, pag. 163. (*Note du traducteur*).

elle est électrisée négativement avec le mercure (Davy, *Phil. trans.*, 1808).

II. L'alumine a les propriétés suivantes :

1. Elle n'a ni odeur, ni saveur.

2. Quand on l'humecte avec de l'eau, elle forme une masse ductile et cohésive, susceptible d'être pétrie et moulée en formes régulières. Elle n'est pas soluble à l'eau, mais elle en retient une quantité considérable.

3. Elle n'altère pas les couleurs bleues végétales.

4. Elle est dissoute par les alcalis fixes liquides, et précipitée sans altération par les acides. Elle n'est pas soluble dans les carbonates alcalins.

5. La barite et la strontiane se combinent avec l'alumine par la fusion et par la voie humide. Dans le premier cas on obtient une masse colorée en bleu ou en verdâtre. Dans le second il se forme deux composés ; le premier contenant un excès d'alumine, est à l'état d'une poudre insoluble ; l'autre, qui contient une grande quantité de terre alcaline, reste en solution. L'alumine peut s'unir par la fusion avec les alcalis et avec plusieurs terres.

6. L'alumine, comme nous le verrons par la suite, a une grande affinité pour les matières colorantes.

7. L'alumine a la propriété de diminuer considérablement de volume quand elle est exposée à la chaleur, et sa contraction est en proportion de la chaleur employée. C'est sur cette propriété qu'est fondé le *pyromètre de Wedgwood*, qui mesure les degrés de chaleur élevés par la contraction de pièces semblables de terre à porcelaine. Ce sont de petits cylindres de 12 millim. de diamètre, applatis sur une des faces, et marqués au-dessous de la chaleur rouge. La contraction de ces pièces

se mesure en les passant entre deux règles de cuivre ou de porcelaine, distantes de 12 millim. à une extrémité, et de 25 millim. à l'autre. Ces règles sont divisées en 240 parties égales, appelées degrés, qui commencent à l'extrémité la plus large, et dont chacune est égale à 95° centigrades. Quand les pièces d'argile sont fixées à leur place avant leur exposition à la chaleur, elles s'arrêtent au premier degré, qui indique environ 598° centigrades. Après avoir été chauffées fortement dans un petit creuset qui les défend du feu, leur volume est beaucoup diminué, et elles glissent entre les deux règles jusqu'à ce qu'elles soient arrêtées par leur trop grand rapprochement. Le nombre de degrés sur l'échelle graduée opposée à l'ouverture la plus large de l'instrument indique les degrés de chaleur à laquelle les cylindres ont été exposés. On trouvera dans l'appendice des règles pour réduire les degrés du pyromètre de Wedgwood à ceux du thermomètre centigrade.

Tout ce qui a été dit touchant la base de la silice, peut aussi être dit de celle de l'alumine, car M. Davy a tenté la décomposition de cette terre par les mêmes procédés. Tous les résultats qu'il a obtenus sont une forte induction que l'alumine est un oxide métallique; mais sa base, l'*aluminium*, n'a pas encore été obtenue pour la soumettre à des expériences.

SECTION VII.

Zircone.

1. Cette terre a été découverte par Klaproth, dans l'année 1787, dans une pierre précieuse de l'île de Ceylan, appelée Jargon ou Zircon, et a été trouvée

ensuite dans l'hyacinthe. On peut l'obteuir par le procédé suivant :

Réduisez de l'hyacinthe en poudre fine dans un mortier d'agate, après avoir préablement chauffé cette pierre et l'avoir jetée dans l'eau froide pour la rendre cassante. Mêlez la poudre avec neuf fois son poids de potasse pure, et projetez le mélange dans un creuset rouge avec une cuiller de fer, attendant pour ajouter de nouvelles portions, que les premières soient bien fondues. Quand tout est en fusion, augmentez la chaleur pendant une heure ou une heure et demie. Quand le creuset sera refroidi, brisez-le et retirez ce qu'il contient; réduisez cette masse en poudre et faites la bouillir avec de l'eau distillée. Laissez la partie insoluble se précipiter, décantez la liqueur claire, et lavez le résidu avec de l'eau, jusqu'à ce que les lavages cessent de précipiter le muriate de barite. Versez sur le résidu de l'acide muriatique en excès, et faites bouillir pendant un quart d'heure; filtrez la liqueur, évaporez à siccité dans une capsule. Redissolvez la masse sèche, filtrez de nouveau, et précipitez la zircone avec du carbonate de soude : on chasse par la calcination l'acide carbonique du carbonate de zircone ainsi obtenu.

II. La zircone a les propriétés suivantes :

1. Elle est sous forme d'une poudre blanche fine, qui a quelquefois la rudesse de la silice quand on la frotte entre les doigts. Elle est entièrement privée d'odeur et de saveur.

2. Elle est insoluble dans l'eau. Cependant elle semble avoir un peu d'affinité pour ce fluide, car elle en retient, quand elle a été séchée lentement après sa précipitation, un tiers de son poids, et elle prend une cou-

leur jaune et de la transparence comme la gomme arabique.

3. Elle est insoluble dans les alcalis liquides purs, elle ne s'y combine pas non plus par la fusion; mais elle se dissout dans les carbonates alcalins. Dans l'opération que nous venons de décrire, le carbonate de soude ne doit pas être ajouté en excès.

4. Exposée à une chaleur violente, la zircone prend une couleur gris clair, et en refroidissant elle devient si dure, qu'elle fait feu avec le briquet, et qu'elle raye le verre.

5. Son action sur les autres terres n'a pas été bien examinée jusqu'ici.

6. Elle est précipitée de ses dissolutions dans les acides par le prussiate triple de potasse (*Klaproth's Mémoir*, II, pag. 214).

III. La base de la zircone ou le *Zirconium* est inconnue jusqu'à présent, quoique M. Davy ait tenté de l'obtenir de la même manière que la base de la silice.

SECTION VIII.

Glucine.

Cette terre a été découverte par Vauquelin en 1798. Il l'obtint de l'aigue-marine ou beryl, pierre précieuse de couleur verte et d'une dureté considérable, que l'on trouve cristallisée en Sybérie. Il a découvert ensuite cette terre dans l'émeraude du Pérou et dans la gadolinite. Le procédé suivant peut être mis en usage pour la retirer du beryl.

Faites fondre la pierre réduite en poudre fine, avec trois fois son poids de potasse pure. Ajoutez de l'eau

à la masse fondue, et ensuite versez-y de l'acide muriatique étendu, qui en opère la dissolution complète. Evaporez la solution à siccité; redissolvez la masse sèche et ajoutez du carbonate de potasse tant qu'il se fera un précipité. Dissolvez ce précipité dans l'acide sulfurique; ajoutez un peu de sulfate de potasse, et en évaporant vous obtiendrez des cristaux d'alun. Par ce procédé l'alumine sera séparée. La liqueur qui ne donne plus de cristaux contient de la glucine et une petite portion d'alumine. Ajoutez une solution de carbonate d'ammoniaque en excès, qui précipitera l'alumine, la glucine restera en dissolution dans le carbonate surabondant. Quand cette solution est évaporée à siccité à une chaleur modérée, le carbonate alcalin se dégage et il reste du carbonate de glucine dans la proportion de 10 parties pour 100 de la pierre.

II. La glucine a les propriétés suivantes :

1. Elle est en poudre fine et douce ressemblant à l'alumine pour les propriétés physiques, et comme cette terre elle adhère à la langue.

2. Elle n'a pas d'action sur les couleurs bleues végétales.

3. Elle ne peut se durcir ni se contracter par la chaleur comme l'alumine; elle est infusible.

4. Elle est insoluble dans l'eau, mais elle forme avec ce liquide une pâte ductile.

5. Elle est soluble dans la potasse et la soude liquides, mais non dans la solution d'ammoniaque pure. Sous ce rapport elle ressemble à l'alumine.

6. La glucine est soluble dans le carbonate d'ammoniaque, propriété qui la distingue de l'alumine.

7. Elle paroît, comme l'alumine, avoir une grande affinité pour les matières colorantes.

8. Avec les différens acides elle forme des sels qui ont une saveur sucrée et ensuite astringente. Son nom dérive de γλυκυς, qui signifie sucré.

9. Elle n'est pas précipitée par le prussiate triple de potasse.

III. Nous ne connoissons pas la base de la glucine. Si on l'obtient, sa dénomination propre sera *Glucium*.

SECTION IX.

Yttrya, ou *Ittrya*.

I. Cette terre a été découverte en 1794 par le professeur Gadolin dans une pierre d'Ytterby en Suède, et son existence, comme terre particulière, a été confirmée par l'autorité de Klaproth et de Vauquelin, qui en ont fait le sujet d'une suite d'expériences. Le procédé pour l'obtenir a été décrit par Vauquelin dans le 36ᵉ. volume *des Annales de Chimie*, page 150.

Faites fondre la terre pulvérisée (appelée *Gadolinite*) de la manière décrite ci-dessus avec deux fois son poids de potasse; lavez la masse avec de l'eau distillée bouillante, et filtrez. La solution filtrée qui a une couleur verte, donne par évaporation un précipité noir d'oxide de manganèse. Quand il a cessé, laissez reposer la liqueur; décantez la partie claire et saturez avec de l'acide nitrique; faites digérer aussi le précipité insoluble avec de l'acide nitrique étendu, qui dissoudra la terre soluble et laissera la silice et l'oxide de fer. Mêlez ensemble les deux liqueurs, évaporez à siccité, redissolvez, filtrez : par ce moyen, il se séparera de la silice et de

l'oxide de fer. Pour obtenir l'ittrya de la solution nitrique, il suffira, si elle ne contient pas d'autre terre, de la traiter avec du carbonate d'ammoniaque, mais il y reste presque toujours de petites quantités de chaux et d'oxide de manganèse. On séparera la première avec quelques gouttes de carbonate de potasse, et pour l'oxide de manganèse, on ajoutera avec précaution un peu d'hydrosulfure de potasse. L'ittrya doit être précipitée alors par l'ammoniaque pure, lavée abondamment avec de l'eau, et séchée. Sa quantité s'élevera environ aux 0,35 de la pierre.

II. L'ittrya a les propriétés suivantes :

1. Elle est parfaitement blanche, mais il est difficile de la préserver d'une légère teinte due à son mélange avec un peu d'oxide noir de manganèse.

2. Elle n'a ni odeur ni saveur; elle est douce au toucher comme l'alumine.

3. Elle est insoluble dans l'eau et infusible.

4. Elle est pesante, et sa pesanteur est de 4,842.

5. Elle n'est pas attaquée par les alcalis, et par là elle diffère de la glucine et de l'alumine, qui se dissolvent abondamment dans les alcalis fixes.

6. Comme la glucine, elle est soluble dans le carbonate d'ammoniaque, mais cinq ou six fois moins que cette terre; ou, en d'autres termes, quand on prend des quantités égales de glucine et d'ittrya, la dernière demande pour sa dissolution cinq ou six fois plus de carbonate d'ammoniaque que la première.

7. Elle est soluble dans tous les acides, et précipitée par les alcalis, la baryte et la chaux.

8. Elle est aussi précipitée de ses dissolutions par

l'acide oxalique et l'oxalate d'ammoniaque; le précipité ressemble au muriate d'argent. Le prussiate de potasse le précipite en petits grains blancs qui passent en peu de temps au gris de perle : le phosphate de soude le précipite sous forme d'une gelée blanche, et l'infusion de noix de galle en flocons bruns.

9. L'ittrya, qui a été long-temps exposée au feu, dégage de l'acide muriatique oxigéné quand on la dissout dans l'acide muriatique, ce qui indique qu'elle est un oxide métallique. (*Nicholson's Journal* XVIII, page 77).

III. La base de l'yttrya n'a pas encore été l'objet des recherches de M. Davy.

CHAPITRE X.

Des Acides en général.

Le mot *Acide* est donné à tous les corps qui possèdent une ou plusieurs des propriétés suivantes :

1°. Les acides ont une saveur particulière que l'on exprime dans le langage ordinaire par le terme *Sur*. Elle existe à différens degrés dans tous les acides. Dans quelques-uns elle est si forte, qu'ils ne peuvent être appliqués sur la langue sans produire de la douleur; et elle les caractérise même, quand ils sont dissous dans plusieurs centaines de fois leur poids d'eau. Cette saveur dans d'autres est telle, qu'elle les rend seulement agréables au goût.

2°. Les acides rougissent les couleurs bleues végétales, et ils possèdent cette propriété même quand ils

sont étendus; d'ou il suit que les infusions bleues végétales, ou les papiers teints avec ces couleurs, sont des moyens de reconnoître la présence des acides libres. Une seule goutte d'acide sulfurique est capable de rougir une grande quantité d'eau colorée avec le litmus ou le sirop de violette.

3°. Les acides se combinent chimiquement avec les alcalis, les terres et les oxides métalliques, et détruisent entièrement les propriétés particulières de ces corps. Versez dans de l'eau teinte avec du sirop de violette quelques gouttes de solution de potasse, la couleur passera au vert; mais en y ajoutant avec précaution de l'acide sulfurique étendu, la couleur bleue reparoîtra. A ce point l'acide ni l'alcali ne seront en excès, et on dit qu'ils se neutralisent l'un l'autre. Dans cet état, l'une de leurs plus remarquables propriétés se trouve donc détruite; et en examinant ensuite le composé, on trouve qu'il ne présente aucuns des caractères des corps composans.

Il n'est pas nécessaire cependant pour ranger un corps parmi les acides, qu'il possède toutes les propriétés qui viennent d'être énumérées. L'acide prussique, par exemple, n'a pas de saveur acide, ne rougit pas les couleurs bleues végétales; mais à cause de la propriété qu'il a de se combiner chimiquement avec les alcalis, etc., propriété dont il est parlé article troisième, on le range parmi les acides. D'autres corps qui possèdent en partie les caractères acides, sont cependant exclus de cette classe. Tel est l'hydrogène sulfuré qui rougit les couleurs bleues végétales, et se combine chimiquement avec les alcalis et les terres.

Tous les acides qui ont été décomposés jusqu'à pré-

sent, ont un point de ressemblance, en ce qu'ils contiennent de l'oxigène que l'on a considéré comme le principe général de l'acidité. Cependant l'universalité de cette règle a été limitée par les découvertes de M. Davy, qui a trouvé que les alcalis contiennent aussi l'oxigène pour un de leurs élémens. Malgré cette limite, ce fait est de la plus grande importance parce que, comme on le verra par la suite, plusieurs des propriétés les plus remarquables des acides dépendent de l'oxigène qu'ils contiennent. Les propriétés particulières de chaque acide dérivent de la base combustible qui est unie avec l'oxigène, et c'est d'elle aussi que dépend sa dénomination. Ainsi, quand le soufre s'oxide, il donne l'acide sulfurique; le carbone l'acide carbonique, et ainsi du reste. Mais le même combustible peut se combiner avec différentes proportions d'oxigène, et les composés qui se forment ainsi sont distingués par plusieurs propriétés. Le soufre, par exemple, en se combinant avec la plus grande proportion d'oxigène qu'il est capable de prendre, donne un acide dense et corrosif appelé *Acide sulfurique;* quand il est moins oxigéné, il produit un gaz pénétrant et suffoquant appellé *Acide sulfureux.* On distingue par ces deux terminaisons le degré d'oxidation. Ainsi nous avons *l'acide phosphorique* et *l'acide phosphoreux*, *l'acide nitrique* et *l'acide nitreux.* La terminaison en *ique* dénote un acide qui contient la plus grande quantité d'oxigène. Dans quelques cas, les bases combustibles qui forment un acide quand elles sont entièrement oxidées, forment seulement un oxide quand elles sont combinées à une moindre proportion d'oxigène. Le carbone, par exemple, donne du gaz oxide de carbone et de l'acide

carbonique ; mais jusqu'à présent on ne connoît pas de degrés inférieurs.

La table suivante présente les composés qui résultent de l'oxigénation de quelques-unes des principales bases combustibles.

100 *Parties de*	*Unies avec*	*Résultats.*
Carbone.....	260 oxigène	Acide carbonique.
	132 ½	Oxide carboneux.
Soufre.....	130	Acide sulfurique.
	92	Acide sulfureux.
Nitrogène....	227	Acide nitrique.
	190	Acide nitreux.
	114	Oxide nitrique.
	57	Oxide nitreux.
Phosphore ...	114	Acide phosphorique.
	76	Acide phosphoreux.
Acide muriatique.	30	Acide oxi-muriatique.

La composition de l'acide oxi-muriatique est inconnue jusqu'ici ; celle des acides fluorique et boracique a été déterminée, comme on le verra dans la suite, par M. Davy dans ce pays, et en France par MM. Gay-Lussac et Thénard. Mais nous n'avons pas encore une connoissance parfaite des propriétés de leurs bases, et on n'a pu jusqu'ici déterminer les proportions dans lesquelles ces bases s'unissent à l'oxigène.

C'est en conséquence de l'oxigène qu'ils contiennent, que plusieurs acides sont décomposés par les substances inflammables avec un dégagement intense de chaleur et de lumière, ou que les acides sont (comme les a bien nommés le Dr. Thomson) *soutiens de la combustion.* Cette propriété est plus remarquable dans les

acides où l'oxigène est combiné plus foiblement. Ainsi les acides nitrique et oxi-muriatique retiennent si foiblement leur oxigène, que plusieurs substances inflammables y étant introduites à la température ordinaire de l'atmosphère, prennent feu et brûlent avec intensité. L'acide oxi-muriatique même soutient la combustion de plusieurs corps qui ne peuvent s'enflammer dans l'atmosphère, comme l'or et d'autres métaux parfaits.

Chaque acide, à peu d'exceptions près, est susceptible de s'unir à chacune des substances de la classe des alcalis, des terres et des oxides métalliques. Dans ces composés, les propriétés séparées des principes constituans disparoissent bientôt, et à cause de cela ils ont été nommés *Sels neutres*. Dans chaque sel il existe deux ingrédiens distincts. L'acide, de quelque espèce qu'il puisse être, a été appelé par Lavoisier *le principe salifiant*, et le corps qui est combiné avec l'acide, soit un alcali, une terre ou un oxide métallique, *la base salifiable*, ou simplement *la base*. Les sels formés par un acide avec les différentes bases, peuvent être considérés comme un genre ou une classe, et peuvent être distingués par le nom générique qui exprime une partie de leur composition. Ce nom générique est pris de celui de l'acide. Par exemple, la combinaison de l'acide sulfurique avec une base est appelée *Sulfate;* celle de l'acide phosphorique, *Phosphate*, et ainsi de suite. Le nom individuel du sel dérive de celui de la base. Ainsi nous avons le *sulfate de potasse, le sulfate de soude, etc.* Mais le soufre, le phosphore et d'autres corps sont susceptibles, comme il a été observé ci-dessus, de différens degrés d'oxidation, et fournissent, par ces degrés différens, des acides caractérisés par des propriétés par-

ticulières. Aussi les composés qui résultent de l'union de deux acides différens qui ont la même base combustible avec les alcalis et les terres, sont très-différens l'un de l'autre. Par exemple, le sel que donne l'acide sulfurique avec la potasse est entièrement différent de celui qui résulte de la combinaison de l'acide sulfureux avec la même base. Il étoit donc nécessaire de distinguer les composés de l'acide le plus oxigéné de ceux de l'acide qui l'est moins; et on y est parvenu en changeant la terminaison de *at* ou *ate* en *ite*. Ainsi, les sels formés d'acide sulfureux ou phosphoreux, sont des sulfites et des phosphites, comme sulfite de potasse, phosphite de soude, etc. Il y a une exception à cette règle pour les composés d'acide muriatique. On ne connoît point d'état intermédiaire par rapport à cet acide; ses composés portent le nom de muriate, et ceux du même acide avec un excès d'oxigène, muriates oxigénés ou muriates suroxigénés, ou (comme il est maintenant en usage pour plus de brièveté) oxi-muriate.

Nous avons considéré jusqu'à présent les composés des acides avec leurs bases respectives seulement dans l'état de composés neutres dans lesquels l'acide ni la base ne dominent; mais il y a plusieurs cas dans lesquels un composé neutre est susceptible de s'unir avec une quantité additionnelle de son acide ou de sa base, et d'acquérir ainsi des propriétés entièrement nouvelles. La crême de tartre, par exemple, est un sel dont les propriétés acides sont très-apparentes par sa saveur, son action sur les couleurs bleues végétales, et qui exige pour sa solution dix fois plus d'eau que le composé neutre du même acide et de la même base. Pour distinguer ce sel et les autres semblables, l'épithète *Aci-*

dule avoit été proposée d'abord; mais pour plus de briéveté, on est convenu d'employer la préposition *Sur*. Ainsi nous avons le *Sur* tartrate de potasse, le *Sur* sulfate de potasse, etc. Au contraire, quand la base est prédominante, nous désignons le manque d'acide par la préposition *Sous*, comme *Sous* carbonate de potasse, *Sous* borate de soude, etc. Nous verrons par la suite que, comme l'a pensé M. Dalton, et ce qui est extrêmement probable, les corps s'unissent atome à atome; et que si l'un est en excès, il sera exprimé par quelque multiple simple du nombre de ses atomes, et on adoptera alors la nomenclature proposée par M. Wollaston. Il a, par exemple, employé le terme bis oxalate et quadroxalate de potasse, pour exprimer le composé d'acide oxalique; les proportions dans le premier étant supposées de deux parties de potasse et d'une d'acide, et dans le dernier de deux de potasse et quatre d'acide.

Il y a quelques cas où les sels ont des bases composées, et dans ce cas, on est convenu d'annexer au nom générique de l'espèce celui des deux bases. Ainsi, par exemple, nous avons le tartrate de potasse et de soude, le phosphate d'ammoniaque et de magnésie, ou, comme il est appelé quelquefois, phosphate ammoniaco-magnésien.

Il n'y a pas de partie de la Chimie où l'avantage de la nouvelle nomenclature se fasse mieux sentir que dans la classe des sels neutres, car le nombre de ces composés est susceptible d'être multiplié à l'infini. Si le nom ne conduisoit pas à la connoissance de la composition, la mémoire ne seroit pas capable de les retenir tous. Mais en changeant les titres arbitraires qu'on leur

avoit d'abord assignés, en des noms qui expriment leur composition, nous nous formons une espèce de mémoire artificielle qui rend leur récapitulation facile. Ainsi aux termes beurre d'antimoine, sucre de plomb, sel de Glauber, on a substitué maintenant les noms appropriés de muriate d'antimoine, sur-acétate de plomb et sulfate de soude.

De tous les acides qui sont les soutiens de la combustion, il y en a quelques-uns qui conservent cette propriété dans leur combinaison. Ainsi, comme on le sait, le nitrate de potasse brûle vivement lorsqu'il est mêlé avec le charbon, le soufre et les autres corps combustibles; cet effet est dû à la quantité d'oxigène que l'acide nitrique contient, et qui est attirée moins fortement par le nitrogène que par le nouveau corps que l'on ajoute.

D'autres propriétés générales à la classe des sels ont été décrites ci-dessus à l'article *Cohésion*, et principalement leur solubilité et leur cristallisation. Je vais donc traiter des différens acides, et des composés qu'ils forment avec les bases alcalines et terreuses. Sous chaque titre, je ferai d'abord l'énumération des propriétés de la base de l'acide, et je parlerai de sa combinaison avec les autres corps combustibles, comme je l'ai annoncé dans la préface.

CHAPITRE XI.

Acide carbonique et sa base. — Carbonates. — Composés binaires de Carbone.

Les corps qui forment le sujet de ce chapitre seront décrits dans l'ordre suivant :

1°. *Le carbone* et ses diverses modifications.

2°. Le composé d'oxigène et de carbone dans son plus grand état d'oxigénation, constituant l'acide carbonique, et en même temps l'histoire des sels appelés *Carbonates.*

3°. *L'oxide de carbone*, ou *oxide carboneux*, composé contenant moins d'oxigène que l'acide carbonique.

4°. Les diverses combinaisons de carbone et d'hydrogène appelées *Hydrogène carburé.*

SECTION PREMIÈRE.

Carbone et Charbon.

On a admis long-temps comme une vérité bien établie, principalement sur les résultats des expériences de Guyton (*Annales de Chimie* XXI), que le diamant étoit le seul corps qui contînt le carbone pur, et que le charbon étoit un composé de carbone et d'oxigène ou un oxide de carbone. Les expériences importantes de MM. Allen et Pepys ont prouvé cependant que le diamant et le charbon, si éloignés l'un de l'autre par les caractères extérieures, sont identiques en composition chimique, et que la différence qui existe entre eux pro-

vient simplement de l'état respectif d'agrégation de leurs parties.

Il faut l'avouer cependant, les expériences récentes de M. Davy ont jeté quelque doute sur cette conclusion; car par l'action puissante de l'électricité galvanique, il a découvert dans le diamant et dans le charbon une petite quantité de matières étrangères.

De petits morceaux de charbon de saule bien brûlés furent soumis par M. Davy à l'action d'une batterie voltaïque très-puissante, dans le vide de Toricelli, avec toutes les précautions nécessaires pour éloigner l'humidité du mercure et du charbon: il se dégagea de ce dernier corps une flamme de couleur pourpre très-brillantes, et il se forma une trace de lumière d'environ 25 millim. de longueur. En même temps il se forma rapidement une matière élastique, dont une partie étoit permanente et dans la proportion de 16 centim. cubes pour 520 milligr. de charbon; elle étoit inflammable quand on la mêloit avec du gaz oxigène, et donnoit du gaz acide carbonique, et par conséquent contenoit de l'hydrogène et du carbone.

Le charbon chauffé avec le potassium paroît se combiner avec lui; mais il n'est pas certain que le potassium acquière la plus petite quantité d'oxigène par ce traitement, car il dégageoit de l'eau tout autant d'hydrogène qu'un poids égal de potassium pur.

Cependant avec le diamant, ce n'a pas été la même chose. Quand on le chauffe avec le potassium, il perd un peu de son poids, et se couvre d'une croûte grise qui, séparée par le lavage, paroît sous forme d'une poudre fine de couleur noire. Le potassium paroît être oxidé jusqu'à un certain point; car quand on le fait agir sur

l'eau, il n'en dégage pas la même quantité d'hydrogène.

Il paroît, d'après ces expériences, que le charbon contient un peu d'hydrogène, et le diamant une petite proportion d'oxigène si peu considérable toutes les deux, que l'on n'obtient point de différence sensible dans le résultat de leur combustion.

On obtient peu d'effets remarquables en chauffant fortement le charbon en contact avec le gaz nitrogène : il ne se forme pas d'acide carbonique, et il ne se dégage qu'un peu d'hydrogène carburé.

Pour obtenir du charbon pur, il faut brûler des morceaux de chêne, de saule, de noisetier ou d'autres bois dans un creuset rempli de sable, couvert, et exposé à une chaleur violente dans un fourneau à vent.

Pour plus d'exactitude, on doit employer du charbon récemment préparé, avant qu'il ait eu le temps de se refroidir; ou si on en a qui ne soit pas nouveau, il doit être chauffé au rouge dans un creuset sous le sable.

MM. Allen et Pepys ont retiré, de chacun des bois suivans, les quantités suivantes de charbon, c'est-à-dire,

du Sapin.	18,17	du Hêtre.	15,
du Gaïac.	17,25	du Chêne.	17,40
du Buis.	20,25	de l'Acajou.	15,75

Le charbon a les propriétés suivantes :

1°. Dans son état d'agrégation, il est noir, parfaitement insipide et inodore, insoluble dans l'eau, cassant et facile à pulvériser. Dans des vaisseaux clos et sans le contact de l'air, il n'éprouve rien à la chaleur la plus violente. Cependant on peut obtenir de sa distillation un gaz qui consiste en hydrogène et en carbone, et qui contient peut-être un peu d'oxigène. Ber-

thollet a trouvé aussi dans les produits aériformes de sa distillation, une proportion considérable de gaz nitrogène. (*Mémoires d'Arcueil*, tome II, page 484).

2°. Le charbon a la propriété singulière d'absorber les gaz sans altération. Remplissez une cloche d'air atmosphérique ou d'un autre gaz, placez-la sur le mercure, prenez un charbon rouge, et plongez-le dans le mercure jusqu'à ce qu'il soit froid; faites-le passer ensuite dans la cloche sans le mettre en contact avec l'atmosphère, il se fera promptement une diminution considérable du gaz contenu dans la cloche.

Le comte de Morozzo a dressé la table suivante des quantités de gaz que le charbon absorbe de cette manière dans chaque expérience; il a employé un morceau de charbon d'environ 2,7 centim. de long et 80 ¼ centim. de diamètre : la cloche qui contenoit le gaz avoit 325 centim. de hauteur et 27 de diamètre.

GAZ ABSORBÉS	Centim.	GAZ ABSORBÉS.	Centim.
Atmosphérique . . .	9,174	Nitreux	1,849
Acide carbonique. . .	29,8	Hydrogène	5,639
Ammoniaque.	29,8	Oxigène	5,865
Acide muriatique. . .	29,8	Acide sulfureux. .	14,888
Hydrogène sulfuré. .	29,8		

3°. D'après les expériences de Rouppe (*Annales de Chimie*, XXXII, 1), il paroît que le charbon, qui a été imprégné d'oxigène, mis en contact avec du gaz hydrogène, produit de l'eau.

4°. Le charbon, par une longue exposition à l'air, absorbe un vingtième de son poids, dont les trois quarts sont de l'eau (*Clément et Desormes*).

MM. Allen et Pepys ont trouvé que les charbons de différens bois augmentent en poids comme il suit quand ils sont exposés à l'air pendant une semaine;

Sapin.....	13,0	Hêtre.....	16,3
Gaïac.....	9,6	Chêne.....	16,5
Buis.....	14,0	Acajou.....	18,0

L'absorption la plus rapide a lieu pendant les 24 premières heures, et la plus grande partie consiste en eau.

5°. Le charbon empêche la putréfaction des matières animales. On peut rendre à de la viande qui commence à se putréfier, sa fraîcheur, en la frottant tous les jours avec de la poudre de charbon; et elle peut être préservée pendant quelque temps en la couvrant de poudre de charbon que l'on renouvelle tous les jours. L'eau putride peut être aussi rendue potable; par le même moyen, de l'eau douce peut être gardée en mer, en charbonnant l'intérieur des tonneaux qui la contiennent (*Lowitz, Annales de Chimie*, XIV). Il produit aussi un effet remarquable en détruisant la saveur, l'odeur et la couleur de plusieurs matières animales et végétales. Le vinaigre ordinaire devient parfaitement clair en le faisant bouillir avec du charbon. Le Rhum et d'autres espèces d'esprits ardens que l'on distingue par une couleur et une odeur particulière, perdent l'une et l'autre par la macération avec le charbon en poudre. La couleur du litmus, de l'indigo et d'autres matières colorantes, dissoutes ou suspendues dans l'eau, sont détruites par le charbon; les fluides animaux putréfiés sont aussi privés parfaitement de leur odeur par ce moyen.

6°. Le charbon est un mauvais conducteur du calorique. Les expériences de Guyton ont démontré que le

calorique passe au travers du charbon plus lentement que par le sable dans la proportion de trois à deux. D'où il suit que, la poudre de charbon peut être employée avantageusement pour entourer des substances que l'on veut conserver froides dans une atmosphère chaude, et aussi pour retenir le calorique dans des corps chauffés.

SECTION II.

Combustion du charbon.

Quand on expose un petit morceau de charbon chauffé au rouge dans l'air atmosphérique, il donne à peine quelques signes de combustion et s'éteint. Mais si un morceau de charbon semblable, chauffé à 580° centig. environ ou à peu près au rouge, est introduit dans un récipient rempli de gaz oxigène, il continue à brûler avec un grand éclat et des étincelles très-brillantes. Si le charbon est pur et en proportion convenable, il est brûlé entièrement. Quand la quantité brûlée est considérable, il y a une formation manifeste d'eau, et la partie supérieure du vase se couvre d'humidité, qui disparoît cependant quand la combustion s'arrête. Cette portion d'eau provient de l'union de l'oxigène avec l'hydrogène que le charbon paroît contenir, d'après le résultat de sa distillation, et d'après les expériences de M. Davy.

Le diamant, qui avoit d'abord été considéré comme une substance incombustible, peut être brûlé aussi à une chaleur intense, même dans l'air atmosphérique. Les Académiciens de Florence annoncèrent les premiers ce fait en 1694, en exposant des diamans au foyer d'une très-forte lentille. Leurs expériences ont été répétées de-

puis par plusieurs Chimistes avec divers changemens. Sir George Mackensie a trouvé que le diamant brûle quand on l'expose dans une moufle à une chaleur d'environ 14° de Wedgwood. Dans le gaz oxigène, le diamant se consume rapidement, et sa surface devient noire. En opérant sa combustion de cette manière, Guyton a déterminé qu'il contient plus de carbone réel que le même poids de charbon. Cependant ses expériences n'ont pas été confirmées par les Chimistes qui ont travaillé sur le même sujet. Un fait très-intéressant pourtant que Guyton a fait connoître le premier, est que le diamant brûle quand on le projette dans du nitre chauffé au rouge et fondu; et cette propriété a été ensuite appliquée par Tennant à la détermination de la nature du diamant et à la proportion des ingrédiens de l'acide carbonique.

Pour recueillir les produits de la combustion du charbon, on a besoin d'un appareil très-compliqué. Lavoisier brûla du charbon dans une quantité connue de gaz oxigène sur le mercure, en l'allumant au moyen d'une tige de fer recourbée et incandescente (*Elemens de Chimie, Pl. IV, Fig.* 3). MM. Allen et Pepys ont recueilli les produits de la combustion du charbon et du diamant, en les brûlant séparément dans un tube de platine, placé horizontalement dans un fourneau rempli de charbon, et réuni par chacune de ses extremités avec un gazomètre. On pourra se faire une idée de cet appareil, en imaginant que chaque extrémité du tube *c*, *Pl.* V, *Fig.* 46, étoit réuni avec le tube *b* au gazomètre, comme on le voit *Fig.* 35, *Pl.* IV. Au commencement de l'expérience, on remplissoit d'une quantité connue d'oxigène un des gazomètres, et l'autre restoit vide. Le

tube étoit alors chauffé au rouge, et on faisoit passer alternativement d'un gazomètre dans l'autre le gaz qui fut mis ainsi plusieurs fois en contact avec le charbon ou le diamant rouge. Le volume du gaz fut trouvé sans altération, mais son poids avoit reçu une augmentation précisement égale à celui que le diamant ou le charbon avoient perdu, et il étoit en partie converti en un gaz entièrement différent par les propriétés du gaz oxigène, et appelé acide carbonique. Il paroît de là que le gaz oxigene, par sa conversion en acide carbonique, ne souffre ni expansion ni condensation.

SECTION III.

Acide carbonique.

D'après la quantité de charbon ou de diamant consumée, et celle d'oxigène convertie en acide carbonique, il étoit aisé de conclure la proportion de carbone et d'oxigène dans le nouveau composé : en réduisant à des proportions centesimales, on trouve que pour chaque 28 ou 29 centigrammes de la base combustible qui disparoît, il se forme 100 centigrammes d'acide carbonique; et il est remarquable que ces proportions s'accordent exactement avec celles établies d'abord par Lavoisier : la même quantité d'acide résulte aussi de 28 ou 29 cent. de diamant. On peut conclure d'après cela que la quantité réelle de carbone est exactement la même dans des poids égaux de diamant et de charbon, et que le charbon n'est pas, comme on l'avoit supposé jusqu'ici, un oxide de carbone. Si cette conclusion a besoin d'être confirmée, elle l'est par les expériences de M. Tennant sur la combustion du diamant, publié en 1797. Ce Savant a trouvé

que 2,50 centig. de diamant, consumés dans un tube d'or par le moyen du nitre, donnent neuf parties d'acide carbonique, qui sur cent, contient 28 parties de diamant ou de carbone. La moyenne de plusieurs expériences de MM. Allen et Pepys présente la donnée suivante pour la composition de l'acide carbonique.

100 parties en poids consistent en { 28,60 carbone. 71,40 oxigène.

Il est à remarquer aussi que ces nombres sont précisément ceux qui résultent des expériences de Clément et Desormes (*Annales de chimie* XXXIX, 42).

Pour ajouter aux preuves de la composition de l'acide carbonique, dérivées de la synthèse, nous avons aussi son analyse, qui peut être opérée par plusieurs moyens.

1°. En faisant passer un courant d'étincelles électriques au travers d'une quantité connue de gaz acide carbonique placée sur le mercure, j'ai trouvé que le gaz se sépare en oxigène et en un gaz appelé oxide carboneux, qui consiste en oxigène combiné à une proportion de carbone plus grande que dans l'acide carbonique; en enlevant, au moyen d'une solution de potasse, l'acide qui échappe à la décomposition, une étincelle électrique enflamme le résidu : l'oxigène et l'oxide carboneux s'unissent et recomposent l'acide carbonique (*Philosophical trans.*, 1809, pag. 448).

2°. Quand on électrise un mélange d'acide carbonique et d'hydrogène, celui-ci se combine à une portion d'oxigène de l'acide, et le réduit à l'état d'oxide carboneux.

3°. M. Davy a trouvé que quand on chauffe du potassium dans le gaz acide carbonique, il s'enflamme; une partie est oxidée aux dépens de l'acide, et une autre partie s'unit avec le charbon qui est précipité.

4°. En chauffant le phosphore dans le gaz acide carbonique, ce dernier n'est point décomposé. Mais en traitant par le phosphore quelques-unes des combinaisons de l'acide carbonique, le phosphore est oxigéné et le carbone séparé. La découverte de ce fait est due à M. Tennant (*Phil. Trans.* 1791, pag. 182), et les détails de l'expérience ont été bien décrits ensuite par le docteur Pearson (*Phil. trans.* 1792, p. 289).

Pour démontrer ce fait, prenez un tube de verre mince, d'environ 8 millim. de diamètre et 450 ou 500 millim. de long, fermé à une extrémité. Couvrez-le environ 25 millim. au-dessus de l'extrémité fermée, avec un lut de sable et d'argile; et quand il est sec, introduisez-y du phosphore bien pur, coupé en petits morceaux, pour remplir la partie non lutée; recouvrez alors le phosphore de carbonate de chaux ou de soude privés de leur eau de cristallisation. Faites rougir la portion du tube qui contient le carbonate dans un fourneau portatif; et alors chauffez l'endroit où est le phosphore, afin de le fondre et de le convertir en vapeur, Cette vapeur étant mise en contact avec le carbonate de chaux rouge, décomposera l'acide carbonique, et on trouvera pour résidu le charbon, sous forme d'une poudre noire brillante.

Quand on veut avoir l'acide carbonique assez pur pour examiner ses propriétés, la combustion du charbon est bien loin de fournir le meilleur procédé. L'étudiant doit donc avoir recours à un autre moyen, mais comme il ne le comprendroit pas à présent, nous l'expliquerons par la suite.

Dans une bouteille à gaz, mettez un peu de marbre ou de craie en poudre. Versez dessus de l'acide sulfu-

rique étendu de cinq ou six fois son poids d'eau. Il se produit un gaz, que l'on doit, autant que possible, recevoir sur le mercure; cependant un appareil à mercure n'est pas absolument essentiel, parce que le gaz peut être reçu sur l'eau quand on veut l'employer aussitôt. L'acide carbonique peut être séparé du carbonate de chaux par la simple chaleur. A cet effet, introduisez de la craie ou du marbre en poudre grossière dans le vase de fer *a Fig.* 85, *Pl.* IX, réuni par le moyen d'un tube avec un gazomètre. Si on applique la chaleur pendant assez long-temps à la bouteille *a*, on trouve le récipient cylindrique du gazomètre rempli de gaz acide carbonique. Il a les propriétés suivantes.

A. Il éteint les bougies. Plongez, dans un vase rempli de ce gaz, et dont l'ouverture est en haut, une bougie allumée : elle s'éteindra à l'instant.

D'après le docteur Priestley, une personne qui ne connoît pas les propriétés de ce gaz, s'amuse agréablement par l'extinction de chandelles allumées ou de copeaux de bois enflammés, à sa surface, car la fumée s'unit avec cette espèce d'air, de sorte qu'il s'en échappe peu, ou même point dans l'atmosphère.

Il est à remarquer que la partie supérieure de cette flamme, flottant dans l'air fixe, est égale et unie, et la partie inférieure excessivement découpée, et plusieurs parties pendent à une grande distance dans l'acide carbonique, et quelquefois sous la forme de boules qui sont réunies à sa couche supérieure par des fils déliés, comme si elles étoient suspendues. La fumée peut aussi se former en globes larges, comme des nuages. En agitant cet air, la surface (qui continue à être égale), tombe sous forme de vagues, et si, par cette agitation, une portion de

l'acide carbonique s'échappe hors du vase, la fumée qui l'accompagne, tombe à terre, comme si c'étoit de l'eau.

B. Il est nuisible aux animaux. Mettez une souris ou d'autres petits animaux dans une cloche de ce gaz, et couvrez-la pour empêcher l'action de l'air atmosphérique. L'animal mourra en une minute ou deux.

Avec ce gaz on peut suffoquer des papillons et d'autres insectes, dont on veut conserver les couleurs dans les cabinets de curiosités; ce moyen est préférable à la méthode ordinaire de les faire périr à la vapeur du soufre.

C. Ce gaz est plus pesant que l'air atmosphérique. D'après Davy, 1 décimètre cube de ce gaz à 13° centig. et 760 millim. de pression pèse 1,8705 gramme, et à 16°, et à la même pression il pèse 1,8536. MM. Allen et Pepys ont déterminé depuis peu que 1 décim. cube à 16° centig. et 760 millim. pèse 1,8595. Sa pesanteur spécifique, d'après Biot et Arras est de 1,5916, et d'après cela 1 décimètre cube d'air pesant 1,7266 mill. le même volume de gaz acide carbonique pèse 1,8532.

Pour s'assurer de la pesanteur spécifique supérieure de ce gaz d'une manière générale, l'expérience suivante suffit. Prenez un long tube de verre recourbé deux fois a angles droits et plongé dans une bouteille contenant du marbre en poudre et de l'acide sulfurique concentré; placez l'extrémité de la branche la plus longue du tube au fond d'une cloche de verre parfaitement sèche, et dont l'ouverture est tournée en haut : l'acide carbonique chassera l'air de la cloche à cause de sa plus grande pesanteur. On peut encore démontrer cette pesanteur spécifique de la manière suivante : quand la cloche est parfaitement remplie d'acide carbonique (ce qu'on reconnoît en y plongeant une bougie allumée

qui s'y éteint instantanément), prenez une autre cloche de la même grandeur, et placez au fond une bougie allumée; quand vous renverserez la première cloche sur celle-ci, la bougie s'éteindra à l'instant, comme si on la plongeoit dans l'eau.

C'est à cause de sa pesanteur spécifique considérable, que l'on rencontre l'acide carbonique dans les mines, et au fond des puits, tandis qu'à la partie supérieure il n'en existe pas. C'est pour cela que les récureurs de puits ont l'usage de descendre une chandelle jusqu'au fond, avant de se hasarder à y descendre eux-mêmes.

D. Le gaz acide carbonique est absorbé par l'eau. Remplissez en partie une cloche de ce gaz, et laissez-la pendant quelques heures sur l'eau, il se fera une absorption graduelle jusqu'à ce qu'il ne reste plus de gaz. Cette absorption sera beaucoup plus prompte quand vous agiterez. En répétant l'expérience comme auparavant, mais avec la différence que vous agiterez fortement, il se fera une diminution rapide, et par ce moyen vous pourrez charger, de beaucoup plus de son volume de gaz acide carbonique, l'eau, qui acquiert, quand elle est saturée, une saveur acide et agréable. Cette imprégnation s'effectue plus facilement au moyen d'un appareil que l'on vend sous le nom d'appareil de Nooth.

On peut démontrer l'influence de la pression pour faire absorber à l'eau une plus grande quantité d'acide carbonique au moyen de l'appareil que j'ai décrit dans les *Transactions philosophiques* pour 1803, mais dont on ne peut concevoir la structure sans la gravure qui l'accompagne. Après une longue série d'expériences faites avec cet appareil, j'ai déduit, comme une loi générale, que l'eau prend son volume de gaz acide com-

primé sous la pression moyenne de l'atmosphère. Et il s'ensuit de-là que l'espace occupé par un gaz est directement comme la pression. Ainsi, quand l'eau, dans les circonstances ordinaires, dissout son propre volume de gaz acide carbonique, sous la pression de deux atmosphères, elle en prendra le double, sous trois atmosphères, trois fois son volume, et ainsi de suite.

E. L'acide carbonique peut être dégagé de l'eau qui en est imprégnée, en faisant bouillir cette eau, ou l'exposant sous le récipient d'une machine pneumatique. En faisant le vide, le gaz s'échappera si rapidement, que l'eau semblera bouillir, et d'une manière plus sensible que de l'eau de fontaine placée sous le même récipient pour y servir de terme de comparaison.

F. L'acide carbonique est dégagé de l'eau par la congélation. Si on congèle promptement l'eau imprégnée de ce gaz en l'entourant d'un mélange de neige et de sel, l'eau congelée aura plutôt l'apparence de la neige que de la glace, et son volume sera augmenté considérablement par le nombre immense de bulles d'air. Quand l'eau ainsi congelée se liquéfie, on trouve à sa saveur, et à ses autres propriétés, qu'elle a perdu à peu près son acide carbonique.

G. Le gaz acide carbonique, quand il est combiné à l'eau, rougit les couleurs bleues végétales. On peut facilement s'en convaincre en plongeant dans l'eau ainsi imprégnée, un papier de litmus, ou en le mêlant avec son poids égal d'infusion de cette même plante. Ce fait range ce gaz parmi les acides. Quand on chauffe ou que l'on expose à l'air une infusion de litmus ainsi rougie, la couleur bleue reparoît à cause du dégagement de l'acide carbonique. C'est une propriété qui le distingue de plu-

sieurs acides, dont l'effet est permanent, même après l'ébullition.

H. L'acide carbonique précipite l'eau de chaux. Ce caractère suffit pour reconnoître ce gaz, parce qu'il indique d'une manière prompte la présence de l'acide carbonique que l'on soupçonne dans une liqueur. Faites passer le gaz qui se dégage des matériaux qui le fournissent, au travers de l'eau de chaux : de parfaitement incolore qu'elle étoit, elle deviendra à l'instant laiteuse ; si vous mêlez des mesures égales d'eau saturée d'acide carbonique et d'eau de chaux, la même précipitation aura lieu. Par l'emploi de l'eau de chaux, on peut enlever tout l'acide carbonique qui existe dans un mélange de gaz.

I. Au moyen de l'eau de chaux, on trouve qu'il se forme de l'acide carbonique dans plusieurs cas de combustion.

1. Terminez la cheminée d'un petit fourneau portatif, dans lequel il y a du charbon en combustion, à une distance assez éloignée pour que le gaz arrive froid, dans un tonneau garni d'un robinet ou d'un vase de verre large à deux ouvertures. Placez dans le tube ou le vase une petite cloche remplie d'eau de chaux ; en agitant, cette eau deviendra laiteuse. Le gaz éteindra aussi les bougies, et sera nuisible aux animaux que l'on y renfermera. C'est de ce gaz que vient le danger grave qu'il y a de s'exposer à la vapeur du charbon. Cette vapeur consiste en un mélange de gaz acide carbonique, de nitrogène et d'une petite portion d'oxigène.

2. Remplissez la cuve pneumatique d'eau de chaux, et brûlez une chandelle dans une cloche remplie d'air atmosphérique, jusqu'à ce qu'elle s'éteigne : agitez la cloche, et l'eau de chaux deviendra laiteuse. Le même

effet aura lieu, mais d'une manière plus remarquable et plus prompte, en substituant le gaz oxigène à l'air atmosphérique. L'acide carbonique qui se forme pendant la combustion, en se mêlant avec l'air qui reste, le rend moins susceptible de favoriser la combustion, comme cela arriveroit par une perte d'oxigène. D'après cela, si on brûle une chandelle dans le gaz oxigène, elle s'éteint beaucoup avant que tout l'oxigène soit absorbé, parce que le mélange d'acide carbonique avec l'oxigène en proportion considérable, n'est plus susceptible de soutenir sa combustion. Toutes les fois qu'une substance, par la combustion dans le gaz oxigène ou dans l'air sur l'eau de chaux, fait un précipité soluble avec effervescence dans l'acide muriatique, nous pouvons avec confiance conclure qu'elle contient du carbone.

K. La respiration des animaux est une source d'acide carbonique. En renfermant un animal dans une quantité donnée d'air atmosphérique sur l'eau de chaux, la production d'acide carbonique sera démontrée par le précipité blanc qui se formera. Le même effet se produira d'une manière plus remarquable dans le gaz oxigène. La production d'acide carbonique par la respiration peut être prouvée aussi en soufflant de l'air des poumons, au moyen d'un tube, dans de l'eau de chaux qui deviendra à l'instant laiteuse. L'acide carbonique, ajouté ainsi à l'air, le rend incapable de soutenir plus long-temps la vie, non-seulement par la diminution de la proportion d'oxigène, mais, à ce qu'il paroît, en ce qu'il produit positivement un effet nuisible. D'après cela, une quantité donnée d'air soutient un animal pendant plus long-temps quand on enlève l'acide carbonique à mesure qu'il se forme, que quand on le laisse dans le mélange. On

a trouvé qu'une atmosphère contenant de l'oxigène et de l'acide carbonique, est nuisible aux animaux, quoiqu'il contienne plus d'oxigène que l'air que nous respirons ordinairement.

L. L'acide carbonique retarde la putréfaction des substances animales. Suspendez deux morceaux pareils de viande, l'un dans l'air atmosphérique, et l'autre dans le gaz acide carbonique, ou dans un vase où l'on fait passer constamment un courant de ce gaz: cette dernière viande se conservera quelque temps après que l'autre aura commencé à se putréfier.

M. Le gaz acide carbonique exerce des effets puissans sur les végétaux vivans. Ces effets varient cependant selon la méthode de son application.

Il est prouvé que l'eau saturée de ce gaz est nutritive quand on l'applique aux racines des plantes. L'acide carbonique est décomposé; son carbone forme une des parties constituantes du végétal, et son oxigène est dégagé sous forme gazeuse.

Au contraire, quand l'acide carbonique est employé comme atmosphère, en plaçant un végétal vivant dans ce gaz sur l'eau, il nuit à la santé de la plante, et principalement dans l'ombre. M. Saussure le jeune a trouvé qu'une proportion d'acide carbonique de plus d'un huitième dans l'air, est toujours nuisible à la végétation; mais que dans cette proportion il excite la crue de la plante, et est manifestement décomposé.

L'acide carbonique est susceptible de se combiner avec les alcalis, les terres et les métaux, et de former une classe de corps appelés *Carbonates.* Nous ne nous occuperons ici que de sa combinaison avec les alcalis et les terres. Dans les composés d'acide carbonique

avec ces bases, et principalement avec les alcalis, les propriétés de la base prédominent toujours. Les carbonates alcalins, par exemple, conservent la saveur de leurs bases, quoique foiblement, et ils verdissent les couleurs bleues végétales. L'ammoniaque conserve aussi en grande partie son odeur et sa volatilité. Cependant, par sa combinaison avec les terres, l'acide carbonique produit une neutralisation plus parfaite de leurs propriétés.

SECTION IV.

Carbonates.

ART. Ier. *Sous-carbonate et Carbonate de potasse.*

A. Le gaz acide carbonique est absorbé abondamment par une solution de potasse pure. La manière la plus simple de démontrer ce fait, est la suivante : Remplissez une fiole sur l'eau avec du gaz acide carbonique, et quand elle sera pleine, bouchez-la avec le pouce ; renversez-la alors dans une solution de potasse contenue dans une capsule, et excédant en quantité ce qu'il faut pour remplir la bouteille, la solution s'élèvera dans la bouteille, et si le gaz est pur, elle la remplira entièrement. Renversez cette liqueur alcaline, et remplissez la bouteille d'eau ; introduisez-y du gaz, procédez comme avant, en se servant de la même dissolution alcaline, et recommencez plusieurs fois, vous trouverez que la solution condensera plusieurs fois son volume de gaz, tandis que l'eau se combinera seulement avec son propre volume.

On peut faire cette expérience d'une manière plus frappante sur le mercure, en prenant dans une cloche remplie de ce gaz environ aux trois quarts, un peu de solution de potasse pure, qui condensera tout le gaz. Si

on emploie à cette expérience de la potasse sèche, il n'y aura pas de changement ; ce qui prouve que la solution est essentielle pour l'action des alcalis sur les gaz.

B. En examinant le changement arrivé dans l'alcali, on trouvera qu'après avoir absorbé tout l'acide qu'il est capable de condenser, qu'il a perdu beaucoup de sa saveur corrosive et âcre, qu'il ne peut plus détruire le tissu du drap, et qu'il ne verdit plus les infusions bleues végétales. Avant d'avoir absorbé ce gaz, il ne produisoit pas de changement remarquable avec l'acide sulfurique étendu ; mais si on y ajoute maintenant cet acide ou tout autre, il se produira une violente effervescence provenant du gaz qu'il a absorbé. Si le mélange étoit dans une bouteille à gaz, on trouvera que le gaz présente les caractères de l'acide carbonique.

Pour faire des expériences, le sous-carbonate de potasse peut être obtenu des cristaux de tartre (tartrate acidule de potasse) calcinés dans un creuset, lessivés avec de l'eau, et évaporés à siccité. Par ce traitement, le sel donne environ le tiers de son poids de sous-carbonate ; il peut être mêlé avec environ un huitième (1) de son poids de nitrate de potasse purifié, et enveloppé dans des papiers en forme de cônes, que l'on place sur un plateau de fer, et que l'on chauffe. On lessive le résidu, et on évapore comme ci-dessus. Le sous-carbonate ainsi obtenu ne monte tout au plus qu'à la moitié

(1) Cette proportion ne pourroit donner la quantité de potasse qu'indique l'auteur. Les proportions les plus convenables sont de 1 de sous-carbonate et 2 de nitre, ou bien parties égales des deux sels, et alors on mêle la masse avec de l'huile et on la projete dans un creuset rouge ; par ce moyen on évite la détonation.

(*Note du traducteur.*)

du nitre employé. Quand il est préparé par ce moyen, il peut encore contenir quelques impuretés consistant principalement en sulfate et muriate de potasse, dont il est extrêmement difficile de le séparer.

C. C'est principalement dans l'état de sous-saturation avec l'acide carbonique, que l'on trouve ce sel dans les arts. La potasse et la perlasse du commerce sont des *sous-carbonates* de potasse de différens degrés de pureté. La quantité de potasse contenue dans ces alcalis peut être bien connue par une expérience simple. Mettez dans une bouteille de Florence 100 ou 200 grammes de l'alcali, versez dessus quelques hectogrammes d'eau; prenez aussi une fiole remplie d'acide sulfurique étendu, et placez-la, aussi bien que la bouteille, dans une balance où vous établirez l'équilibre en mettant du poids dans le plateau opposé; quand vous aurez atteint l'équilibre, versez graduellement l'acide dans la bouteille où est l'alcali, il se fera une effervescence, et quand elle aura cessé, vous trouverez que le plateau qui renferme les poids est prépondérant. Cela prouve que l'alcali, par sa combinaison avec l'acide, a perdu considérablement de son poids, et on connoît exactement la perte en ajoutant des poids au plateau qui contient la bouteille et la fiole, jusqu'à ce que l'équilibre soit rétabli.

D. Comme il est quelquefois important de connoître la quantité d'alcali réel contenu dans un poids donné de potasse ou de perlasse, il faut chercher un moyen d'acquérir cette exactitude. La force de l'alcali est proportionnée à la quantité d'acide qu'il exige pour sa saturation. Ainsi, si un gramme d'une espèce de potasse exige pour sa saturation une quantité d'acide sulfurique, et qu'un gram. d'une autre espèce en demande une quan-

tité double, cette dernière est du double plus forte que la première. Cependant, pour obtenir un étalon de comparaison assez exact, il est nécessaire d'employer constamment un acide de la même force. On y parvient, quoique sans une uniformité absolue, mais suffisante pour les usages ordinaires, en délayant au même degré de l'huile de vitriol du commerce. Par exemple, prenez l'acide étalon consistant en une partie d'acide sulfurique et cinq d'eau; vous connoîtrez la richesse de l'alcali en déterminant la quantité de cet acide, nécessaire pour la saturation. A cet effet mettez un poids déterminé d'alcali, dans une bouteille avec quelques décigr. d'eau, et filtrez la solution, pesez l'acide étendu que vous emploierez avant de l'ajouter à l'alcali, et ajoutez-le graduellement jusqu'à ce que l'effervescence cesse, et jusqu'à ce que la couleur du papier de litmus, rougie par le vinaigre, cesse de reprendre sa couleur bleue. Quand vous serez arrivé là, vous aurez atteint le point de saturation. Pesez la bouteille pour savoir combien vous avez employé d'acide, et la perte indiquera la force de l'alcali (1). Il y a une autre méthode moins exacte de déterminer la force du carbonate de potasse, qui est fondée sur la propriété suivante.

E. Le sous-carbonate de potasse se dissout facilement dans l'eau qui, à la température ordinaire, en prend plus que son propre poids. D'après cela, quand un alcali qui ne doit contenir presque entièrement que du sous-carbonate de potasse, est altéré, comme il arrive

(1) Voyez, pour l'analyse des potasses par le procédé de M. Descroizilles, l'article inséré dans la IIIe. part. de cet ouvrage. (*Note du traducteur.*)

souvent, par des substances moins solubles, cette fraude peut être découverte en essayant combien une quantité donnée d'eau, dissout de potasse. J'ai quelquefois trouvé une sophistication du tiers. Il y a cependant des substances très-solubles qui peuvent être employées pour altérer les cendres, comme le sel commun, par exemple; et quand cela est, il faut avoir recours à l'essai ci-dessus.

F. Le sous-carbonate de potasse exposé à l'air attire tant d'humidité, qu'il passe à l'état liquide. Ce changement est appelé *Déliquescence.*

G. Soumis à une haute température dans un creuset, une partie seulement de son acide carbonique est dégagée. L'alcali qui reste entre en fusion, et la masse fondue fait encore effervescence par l'addition des acides (1).

Carbonate de potasse.

Le carbonate de potasse dans l'état que nous venons de décrire, est loin d'être complètement saturé d'acide. On s'en aperçoit facilement par sa saveur alcaline très-forte. Il peut être chargé beaucoup plus d'acide carbonique, en exposant une solution d'une partie de ce sel dans trois d'eau, à un courant de gaz acide carbonique, dans une machine de Nooth ou dans un autre appareil, ou encore au moyen du procédé décrit dans l'art. III. Quand on évapore lentement une solution d'alcali, après ce traitement, elle donne des cristaux réguliers. On obtient ainsi le carbonate de potasse cristallisé qui contient

(1) M. Darcet a prouvé (*Annales de chimie*, LXXI, 200) que le sous-carbonate de potasse, chauffé à 40° de Wedgwood, ne perd pas de son acide carbonique (*Note du traducteur.*)

d'après Pelletier, 0,40 parties de potasse, 0,43 d'acide et 0,17 d'eau. Il contient donc une plus grande proportion d'eau et d'acide que le sous-carbonate, qui sur 100 parties donne 70 d'alcali, 23 d'acide et 5 d'eau. D'après le Dr. Wollaston (*Philosoph. Transact.* 1808), la quantité d'acide dans le carbonate est exactement double de celle du sous-carbonate. Il l'a prouvé en dégageant l'acide carbonique de chacun de ces sels, par un acide fort, par exemple, l'acide sulfurique. Une partie de carbonate donne, par ce moyen, le double d'acide carbonique que le sous-sel.

Les résultats obtenus par Berthollet (*Mém. d'Arcueil, tom. II, page* 470) coïncident pour la plus grande partie avec ceux du Dr. Wollaston. D'après les proportions qui ont été données, 500 gram. de carbonate de potasse cristallisé sont privés, par l'action de l'acide sulfurique étendu, de 189 parties d'acide carbonique; et 1000 grammes du même sel, réduits en sous-carbonate par la calcination à une chaleur au-dessous du rouge, perdent, par l'acide sulfurique, à peu près la même quantité, c'est-à-dire, 190. Berthollet croit cependant qu'entre ces deux extrêmes, il existe des carbonates dont les proportions sont intermédiaires, et qui sont susceptibles de cristalliser.

Le *carbonate de potasse* diffère du sous-carbonate par les propriétés suivantes :

1. Par une saveur beaucoup plus douce, quoique toujours alcaline : il peut être appliqué sur la langue, ou introduit dans l'estomac, sans exciter aucune sensation brûlante, comme le fait le sous-carbonate.

2. Il n'éprouve point d'altération par son exposition à l'air.

3. Il prend la forme de cristaux réguliers. Ce sont des prismes à quatre côtés avec des sommets triangulaires dièdres, dont les facettes correspondent avec les angles solides du prisme.

4. Il exige pour sa solution quatre fois son poids d'eau à 15°; et en se dissolvant, il absorbe du calorique. L'eau bouillante en dissout six fois son poids; mais pendant cette solution, le sel est en partie décomposé, comme on s'en aperçoit, par le dégagement d'acide carbonique. La quantité qui se sépare monte, d'après Berthollet, à environ $\frac{1}{16}$ du poids du sel.

5. Par la calcination à une chaleur rouge foible, la portion d'acide carbonique, qui donne à ce sel ses propriétés, se dégage, et le sel revient à l'état de sous-carbonate.

K. Les différentes combinaisons d'acide carbonique et de potasse sont décomposées par les acides forts, comme les acides sulfurique, nitrique et muriatique, qui s'unissent avec l'alcali, et mettent en liberté l'acide carbonique.

On peut s'en assurer en versant, sur du carbonate de potasse contenu dans une bouteille, un de ces acides, et recueillant le gaz qui se dégage.

ART. II. *Carbonate de soude.*

La combinaison d'acide carbonique avec la soude, comme celle de cet acide avec la potasse, existe sous deux états différens, c'est-à-dire, à l'état de *sous-carbonate* et à celui de *carbonate* parfaitement saturés. La substance vendue dans le commerce sous le nom de *Soude*, présente un exemple du *sous-carbonate*. Ce sel reste sec quand il est exposé à l'air, et même il laisse dégager une partie de son eau de cristallisation, et alors

ses cristaux perdent leur transparence et un peu de leur poids. Ils ont la forme de décaèdres composés de deux pyramides à quatre côtés, appliquées base à base, dont les sommets sont tronqués. Il donne souvent aussi des prismes rhomboïdaux applatis et transparens. L'eau à la température de 15°, en prend la moitié de son poids, et l'eau bouillante en dissout plus de son propre poids. Sur 100 parties, ce sel contient, d'après Bergman, 16 parties d'acide carbonique, 20 de soude et 64 d'eau.

Le carbonate de soude peut être formé par l'un des procédés décrits dans l'article *h*, ou par celui que nous donnerons dans l'article suivant. Il est très-difficile de le faire cristalliser, et il donne généralement une masse informe : sa saveur est beaucoup plus douce que celle du sous-carbonate de soude, et même que celle du carbonate de potasse; il contient sur 100 parties, d'après Klaproth, 16 d'acide carbonique, 22 de soude et 62 d'eau. Berthollet a observé que par rapport à l'acide carbonique, la soude suit la même loi que la potasse; le carbonate contient une quantité d'acide double de celle qui existe dans le *sous-carbonate*. Le carbonate retient cependant son acide plus fortement que le même sel de potasse, et il est plus difficile de le changer en sous-carbonate par la chaleur. Cent parties de soude sont neutralisées par 132 $\frac{1}{2}$ d'acide carbonique (1).

Art. III. *Sous-carbonate et carbonate d'ammoniaque.*

L'ammoniaque, dans son état de pureté, existe sous la forme d'un gaz permanent seulement sur le mercure, et l'acide carbonique a aussi la même forme de fluide aérien. Mais quand ces deux gaz sont mêlés ensemble

(1) *Annales de chimie*, LXV, pag 318.

sur le mercure dans des proportions convenables (c'est-à-dire, d'une mesure d'acide carbonique et deux ou trois de gaz alcalin), ils quittent l'état de gaz, et sont entièrement condensés en un corps solide blanc. Le composé formé de cette sorte est du *sous-carbonate* d'ammoniaque, comme cela résulte des expériences récentes de Gay-Lussac; car il a trouvé que les deux gaz ne peuvent, par un simple mélange, s'unir en quantités suffisantes pour se neutraliser l'un et l'autre. Pour cet effet, il est nécessaire d'exposer une solution d'ammoniaque dans l'eau à un courant de gaz acide carbonique; et dans ce cas, l'affinité de l'eau concourt à vaincre l'élasticité du gaz acide.

Les personnes qui ne possèdent pas de cuve à mercure, peuvent former le sous-carbonate d'ammoniaque de la manière suivante. Prenez un ballon avec deux ouvertures opposées l'une à l'autre; introduisez dans l'une le col d'une cornue contenant du carbonate de chaux et de l'acide sulfurique étendu d'eau, et dont il se dégage un courant de gaz acide carbonique; la surface du verre restera parfaitement claire. Introduisez dans l'ouverture opposée le col d'une cornue contenant les matériaux pour faire le gaz ammoniac (chap. VIII, sect. 2), la surface intérieure du globe se trouvera alors couverte d'une croûte épaisse de sous-carbonate d'ammoniaque.

Le sous-carbonate d'ammoniaque peut être formé aussi en faisant passer dans une cloche remplie aux trois quarts d'acide carbonique, et placée sur le mercure, une solution d'ammoniaque pure, qui produira instantanément le même effet que le gaz. Nous décrirons plus loin la méthode ordinaire de se le procurer en grand. V. Sect. II. Art. III pag. 449.

B. Le sous-carbonate d'ammoniaque retient à un degré considérable l'odeur piquante de l'alcali volatil pur. Il diffère des autres sous-carbonates, en ce qu'il se volatilise à une chaleur moyenne, et s'évapore sans devenir d'abord liquide. La vapeur peut être condensée à l'état solide, et présente un exemple de *sublimation*. On peut le voir en appliquant la chaleur au sous-carbonate d'ammoniaque dans une cornue, à laquelle on adapte un récipient. Le sous-carbonate s'élèvera et se condensera dans le récipient sous la forme d'une croûte blanche.

C. Ce carbonate n'attire pas l'humidité de l'air, mais au contraire il y perd de son poids.

D. Le sous-carbonate d'ammoniaque, comme ceux de potasse et de soude, verdit les couleurs bleues végétales, de même que l'alcali pur.

E. Il est soluble dans moins du double de son poids d'eau froide, et dans son poids égal d'eau bouillante. A cette dernière température, il est décomposé, et il se fait une violente effervescence.

F. Il varie beaucoup en composition, selon la température à laquelle il a été formé. Ainsi le sous-carbonate d'ammoniaque qui a été formé à une température de 48° centigrades, contient 50 *pour cent* d'alcali; tandis que celui obtenu à 60°, en contient seulement 20 *pour cent*. D'après Gay-Lussac (*Mém. d'Arcueil, tom. II, pag.* 214), le sous-carbonate d'ammoniaque consiste en

Ammoniaque	43,98
Acide carbonique.....	56,02
	100

G. Il est décomposé par la potasse et la soude pures, et par les carbonates de ces alcalis, qui s'emparent de

l'acide carbonique et dégagent l'ammoniaque. D'après cela, Berthollet a recommandé l'emploi de ce sel pour la saturation entière de la potasse avec l'acide carbonique, ce que l'on peut faire par le procédé suivant.

A une solution filtrée de deux kilogram. de perlasse dans huit litres d'eau, ajoutez cinq hectogrammes de carbonate d'ammoniaque réduit en poudre, et agitez le mélange par intervalle, jusqu'à ce que le carbonate d'ammoniaque soit entièrement dissous. Filtrez la liqueur, et versez-la dans une cornue que vous placerez sur un bain de sable, et à laquelle vous ajouterez un récipient. Appliquez une légère chaleur pour distiller environ un demi-litre de liquide, qui consistera en une solution de carbonate d'ammoniaque dans l'eau; laissez refroidir la liqueur dans la cornue, et versez-la dans une capsule de porcelaine. Quand elle sera froide, il se formera des cristaux de carbonate de potasse; et s'il ne s'en forme pas, on distillera la liqueur avec du nouveau carbonate d'ammoniaque, en recommençant jusqu'à ce que l'on obtienne une cristallisation. Séparez les premiers cristaux qui se formeront, en répétant la distillation et le refroidissement, jusqu'à ce que la cristallisation s'arrête. Cependant il y aura une portion considérable de liqueur qui refusera de cristalliser; on l'évaporera à siccité, et on l'emploiera comme sous-carbonate de potasse. Les cristaux de carbonate de potasse peuvent être lavés avec une petite quantité d'eau froide, et séchés avec du papier brouillard; ou s'il est nécessaire de les avoir très-purs, ils peuvent être dissous dans l'eau froide et cristallisés de nouveau, en employant la chaleur la plus foible possible pour évaporer la solution.

Berthollet a formé *le carbonate neutre d'ammoniaque* en saturant une solution de sous-carbonate d'ammoniaque avec du gaz acide carbonique. D'après ces expériences, il est composé de

28,19	Ammoniaque.
71,81	Acide carbonique.
100.	

D'après les pesanteurs spécifiques connues de ces deux corps, Gay-Lussac a calculé que le carbonate neutre contient exactement des quantités égales en *volume* des deux gaz.

Art. IV. *Carbonate de barite.*

1. La barite a une affinité puissante pour l'acide carbonique.

2. Exposez une solution de barite pure à l'air, elle se couvrira promptement d'une pellicule blanche très-mince, qui, quand elle sera formée, tombera au fond du vase, et il s'en reformera une nouvelle. Cet effet se continuera jusqu'à ce que toute la barite soit séparée; il provient de l'absorption de l'acide carbonique qui existe toujours dans l'atmosphère, et qui forme avec la barite une substance appelée *Carbonate de barite*, qui est beaucoup moins soluble que la terre pure.

3. Soufflez de l'air des poumons par le moyen d'un tube de verre ou du tuyau d'une pipe à tabac, dans une solution de barite, cette solution deviendra aussitôt laiteuse par la même raison que ci-dessus.

4. Mêlez une solution de barite pure, avec un peu d'eau imprégnée d'acide carbonique, il se fera aussitôt un précipité de carbonate de barite.

5. La barite a une si grande affinité pour l'acide car-

bonique, qu'elle l'enlève à beaucoup de corps. A une solution de barite, ajoutez une petite quantité de carbonate de potasse ou de soude, la barite s'emparera de l'acide carbonique, et se précipitera dans l'état de carbonate. En ajoutant une quantité suffisante de barite à l'eau froide, tout l'acide peut être enlevé à l'alcali carbonaté, et l'alcali restera parfaitement pur.

II. 1. Le carbonate de barite est à peu près insoluble dans l'eau, qui, à 15°, n'en dissout pas plus de $\frac{1}{4000}$, et quand elle est bouillante, environ $\frac{1}{2500}$. L'eau imprégnée d'acide carbonique, en dissout une quantité plus considérable.

2. Le carbonate de barite est parfaitement insipide, et n'altère pas les couleurs bleues végétales. Il agit comme poison violent.

3. La combinaison d'acide carbonique avec la barite, peut être formée artificiellement, de la manière que nous avons décrite, et par un autre procédé que nous détaillerons dans la suite; et elle est appelée alors *carbonate artificiel;* ou bien on se la procure toute formée dans la terre, et elle porte alors le nom de *carbonate natif.* Il n'est cependant pas commun dans la nature. La plus grande quantité que l'on en ait rencontrée jusqu'à présent, est dans une mine que l'on n'exploite pas depuis long-temps, à Anglezark près Chorley, dans le Lancashire.

4. Le carbonate natif et le carbonate artificiel, diffèrent pour la proportion de leurs composans. Le premier contient sur 100 parties, 20 d'acide et 80 de barite, et le second consiste, d'après Pelletier, en 22 d'acide, 62 de terre, et 16 d'eau. Strictement parlant, ils sont tous les deux sous carbonates; mais comme nous ne connoissons pas d'autre composé de la barite avec l'acide

carbonique, nous leur conserverons le nom de carbonates qu'ils portent ordinairement. Les dernières analyses de ce sel, faites par MM. Aikin, et James Thomson (1), fixent sa composition comme il suit :

	Acide carb.	Barite.
Expériences de M. Aikin,	21,67	78,33.
de M. Thomson,	21,75	78,25.

5. Le carbonate de barite est décomposé par une forte chaleur, son acide carbonique se dégage, et la base reste pure (2). Le carbonate artificiel est plus facile à décomposer; mais le carbonate natif est généralement employé pour obtenir la barite pure, parce qu'il existe en quantités considérables.

Le procédé que je trouve préférable, est à peu près celui de Pelletier. Réduisez en poudre le carbonate natif, et passez-le au travers d'un tamis fin. Formez en une boule avec de la fleur de farine, et ajoutez une suffisante quantité d'eau. Remplissez un creuset de la grandeur nécessaire, de son tiers environ de charbon en poudre, et placez-y la boule, que vous recouvrirez de poudre de charbon, pour éviter son contact avec les côtés du creuset. Luttez le couvercle, et exposez pendant deux heures à la plus violente chaleur que l'on peut obtenir avec un fourneau à vent. Quand le creuset sera froid, retirez la boule, et ajoutant de l'eau, il reproduira une chaleur très-vive, comme nous l'avons remarqué

(1) *Nicholson's Journal*, XXII, XXIII.

(2) D'après les expériences de MM Gay-Lussac et Thenard, (*Mem. phys. chi.* tom II.) il faut, pour décomposer le carbonate de barite, le mêler avec du charbon pour convertir l'acide carbonique en gaz oxide de carbone, ou y faire passer de l'eau en vapeurs. (*Note du traducteur*).

(CHAP. VIII), et la barite se dissoudra. La solution filtrée donnera par le refroidissement de beaux cristaux.

6. Le carbonate de barite est décomposé par les acides sulfurique, nitrique, muriatique, et par plusieurs autres, qui séparent l'acide carbonique, et se combinent avec la terre.

ART. V. *Carbonate de Strontiane.*

Le rapport de la strontiane pour l'acide carbonique, ressemble beaucoup à celui de la barite; et l'on peut répéter avec la strontiane, les mêmes expériences que nous avons faites avec la solution de barite, on obtiendra des résultats semblables.

Le carbonate de strontiane exige pour sa solution 1536 parties d'eau bouillante. Il a été trouvé natif à Strontian en Argyleshire; il peut aussi être préparé artificiellement par le procédé que nous décrirons dans un instant. La strontiane pure peut être retirée de ce carbonate en le traitant de la même manière que le carbonate de barite, par la calcination.

ART. VI. *Carbonate de Chaux.*

1. La chaux a une forte affinité pour l'*acide carbonique*, mais non pas lorsqu'elle est parfaitement sèche.

A. Si on fait passer un morceau de chaux sèche, dans une cloche de gaz acide carbonique, sur le mercure, il ne se fait pas d'absorption. Mais si on renverse une cloche remplie de gaz acide carbonique, sur un mélange de chaux et d'eau en consistance de crême, on observera une absorption rapide, et principalement si l'on agite la cloche.

B. Placez une cloche ou une bouteille remplie d'acide carbonique, dans un vase rempli d'eau de chaux, il se

fera une diminution rapide quand vous agiterez le vase, et l'eau de chaux deviendra laiteuse.

C. Exposez à l'air un vase plat rempli d'eau de chaux, il se formera à la surface une croute blanche, qui, quand elle sera formée, tombera au fond, et sera remplacée par une autre. Cet effet est dû à l'absorption du gaz acide carbonique de l'air par la chaux, qui devient alors insoluble dans l'eau.

D. Quand de la chaux est exposée à l'air, elle attire d'abord de l'humidité, puis de l'acide carbonique; et si on la laisse un temps suffisant, tous ses caractères distinctifs disparoissent.

E. La chaux a une affinité si forte pour l'acide carbonique, qu'elle peut l'enlever à beaucoup de substances. Ainsi les carbonates alcalins sont décomposés par la chaux. Faites une pâte avec une quantité donnée de chaux et d'eau, et ajoutez-y la moitié de son poids de carbonate de potasse ou de soude; faites bouillir le mélange pendant une demi-heure, dans une chaudière de fer; et séparez la liqueur par filtration ou par décantation; vous trouverez l'acide carbonique combiné avec la chaux, et vous obtiendrez les alcalis en solution, et parfaitement privés d'acide carbonique. On emploie ordinairement ce moyen pour priver les alcalis d'acide carbonique.

F. Quand la chaux est saturée d'acide carbonique, elle doit nécessairement former du carbonate de chaux. Nous ne connoissons cependant pas ce sel saturé, et ce n'est que par le raisonnement, que M. Berthollet a trouvé, qu'il consiste en 100 parties de chaux, combinées avec 150,6 d'acide carbonique; tandis que dans le sous-carbonate, 100 parties de chaux sont combinées avec

la moitié de cette quantité. (*Mémoires d'Arcueil*, *II*, 478.)

La craie commune peut être prise comme un exemple de ce sel, et dans tous les sous-carbonates de cette terre, nous trouvons les caractères d'insipidité et d'insolubilité dans l'eau. Les spath calcaires, les marbres, les stalactites, les pierres à chaux, et les craies, sont tous des variétés de sous-carbonate de chaux.

G. Le carbonate de chaux est décomposé par une forte chaleur. Quand on le distille dans une cornue de grès, on obtient le gaz acide carbonique, et la chaux reste dans la cornue, à l'état pur et caustique. Le sel perd par cette opération 0,45 environ.

Les expériences curieuses et importantes de sir James Hall, ont prouvé, que quand on empêche le dégagement de l'acide carbonique, par la pression, le carbonate de chaux se fond à 22° du pyromètre de Wedgwoold. (*Nicholson's Journal*, XIII, XIV). Et M. Bucholz a fait fondre cette substance, par l'application soudaine d'une violente chaleur, sans augmenter la pression. (*Nicholson's Journal*, XVII, pag. 229.)

H. Le carbonate de chaux est décomposé par les acides forts. Versez sur de la craie contenue dans une bouteille, de l'acide sulfurique étendu; l'acide sulfurique se combinera avec la chaux, et l'acide carbonique sera mis en liberté.

En comparant cette expérience avec la précédente *G*, nous pouvons déterminer la proportion de l'acide carbonique et de l'eau, contenus dans un carbonate de chaux. Mettez 100 gram. de carbonate dans une bouteille de Florence, avec 1000 grammes d'eau, placez-

la dans le plateau d'une balance, avec une autre bouteille contenant 500 gram. d'acide muriatique. Ajoutez de l'acide muriatique au carbonate, autant que durera l'effervescence, (faites sortir l'acide carbonique dégagé, qui entre dans la bouteille, au moyen d'un soufflet); assurez-vous de la perte, en ajoutant des poids dans le plateau opposé; et supposons qu'elle soit de quarante-cinq grammes, elle donnera la quantité d'acide carbonique dégagé. Calcinez 100 autres gram. dans un creuset couvert, ils perdront beaucoup plus de leur poids, parce que outre son acide carbonique, ce sel perd aussi toute l'eau qu'il contenoit. Supposons que cette perte soit de 50 grammes, en déduisant la première quantité de celle-ci (50—45=5), égale la quantité d'eau contenue dans 100 grammes de carbonate de chaux.

I. Le carbonate de chaux quoiqu'à peine dissous par l'eau, est soluble dans ce liquide, saturé d'acide carbonique. La méthode la plus frappante pour voir ce effet, est la suivante : mettez dans une cloche remplie d'eau de chaux, environ au quart, une petite quantité d'eau saturée d'acide carbonique; l'eau deviendra d'abord laiteuse, parce que l'acide carbonique formera avec la chaux un carbonate insoluble. En ajoutant graduellement de l'eau imprégnée d'acide carbonique, et agitant la cloche à mesure que l'on fait ces additions, à la fin ce précipité sera redissous. On voit d'après cela que la chaux qui contient une petite quantité d'acide carbonique, est insoluble, et que quand elle en contient davantage elle devient soluble dans l'eau.

K. Le carbonate de chaux dissous par un excès d'acide carbonique (*I*), se sépare quand on enlève cet excès. Ainsi l'ébullition qui chasse l'acide surabondant,

précipite le carbonate. Les alcalis purs ou caustiques, produisent aussi le même effet.

ART. VII. *Carbonate de Magnésie.*

I. La magnésie pure n'attire pas l'acide carbonique avec la même force que la chaux. D'après cela la magnésie peut être exposée à l'air pendant long-temps, sans qu'il se fasse un changement considérable dans ses propriétés, ou qu'elle augmente beaucoup de poids. On prépare le carbonate de magnésie employé en médecine et pour les expériences, par un procédé que nous décrirons dans la suite. Dans cet état elle n'est pas parfaitement saturée d'acide carbonique, et c'est un sous-carbonate.

II. On peut obtenir le carbonate saturé en faisant passer un courant de gaz acide carbonique dans de l'eau où on a délayé mécaniquement du sous-carbonate. La solution donne, par l'évaporation, des cristaux, qui sont des prismes hexagonaux transparens, terminés par des plans hexagonaux. Ces cristaux n'ont pas de saveur, et sont solubles dans 48 parties d'eau froide; tandis que le sous-carbonate exige au moins dix fois cette quantité. Le carbonate cristallisé contient *pour cent*, 50 d'acide, 25 de terre et 25 d'eau; et le sous-carbonate, 34 d'acide, 45 de terre et 21 d'eau.

III. Le carbonate de magnésie est décomposé par les mêmes moyens que le carbonate de chaux. Il cède cependant son acide à une chaleur moins considérable.

IV. La chaux a pour l'acide carbonique une plus forte affinité que la magnésie. D'après cela, quand on fait digérer de l'eau de chaux avec du carbonate de ma-

gnésie, la chaux se précipite à l'état de carbonate insoluble.

Art. VIII. *Carbonate de Glucine.*

La glucine paroît avoir une affinité considérable pour l'acide carbonique, car quand on la précipite de ses dissolutions acides par le moyen des alcalis, et qu'on la sèche à l'air, elle devient effervescente. Le carbonate de glucine est blanc, insipide, insoluble et très-léger. Il contient environ le quart de son poids d'acide carbonique, qu'il perd par une chaleur rouge.

Le carbonate de silice paroît ne pas exister, et ceux de zircone, d'alumine et d'ittrya, n'ont pas de propriétés particulières intéressantes.

SECTION V.

Oxide gazeux de Carbone, ou Oxide Carboneux.

Cette combinaison du carbone avec l'oxigène contient une proportion moindre d'oxigène, que celle qui existe dans l'acide carbonique. Sa découverte a été annoncée dans le *Journal de Nicholson*, pour avril 1801, par M. Cruikshank, et dans le 68e. volume des *Annales de Chimie*, par Clément et Desormes, dont les expériences sont continuées dans le 39e. vol., pag. 26. Les chimistes hollandois, dans le 43e. volume, font des objections contre sa nature comme gaz distinct, et le regardent comme un hydrogène carburé.

Il peut être obtenu par les procédés suivans :

1. Par la distillation de l'oxide blanc de zinc avec un huitième de son poids de charbon, dans une cornue de verre ou de grès; ou des écailles qui se séparent du

fer que l'on forge, et que l'on mêle avec la même proportion de charbon; les oxides de plomb, de manganèse, et de plusieurs autres métaux imparfaits, avec du charbon en poudre. On peut l'obtenir aussi de la substance qui reste après la préparation de l'acide acétique par l'acétate de cuivre.

2. Des carbonates de borite ou de chaux (craie commune) séchés et distillés avec environ un cinquième de leur poids de charbon, ou avec une plus grande proportion de tournure de fer ou de zinc, qui le fournissent exempt de toute quantité d'hydrogène.

3. En faisant passer de l'acide carbonique sur du charbon chauffé dans un tube de porcelaine, le gaz se combine avec une dose additionnelle de charbon, perd ses propriétés, et est converti en oxide carboneux. M. Barruel a imaginé un appareil ingénieux, très-utile pour cette opération, et d'autres semblables, et qui est décrit et représenté par une planche dans les *Annales de chimie*, tom. XIII, pag. 78.

Le dernier produit de la distillation est le plus pur, mais il contient toujours de l'acide carbonique, qui peut être enlevé en lavant le gaz avec de l'eau de chaux.

Il a les propriétés suivantes :

A. Il a une odeur désagréable.

B. Il est plus léger que l'air atmosphérique dans la proportion de 966 à 1000; 1 décimètre cube à 13° centigrades et 760 millim. de pression, pèse 1,1621 gram. (Cruikshank), ou à la température de 16°, et à 760 millim. de baromètre, 1 décimètre cube pèse 1,1883. D'après Gay-Lussac, sa pesanteur spécifique, suivant le calcul, est de 1,6782.

C. Il est inflammable, et quand on l'enflamme lors-

qu'il se dégage de l'orifice d'un petit tube, il brûle avec une flamme bleue. Mêlé avec l'air, il ne fait pas d'explosion ; mais il brûle sans bruit avec une flamme bleue légère : il détone cependant avec le gaz oxigène.

D. Quand on brûle un courant de ce gaz de la manière décrite pour le gaz hydrogène, il ne se condense pas d'eau à l'intérieur du ballon de verre ; preuve que cet oxide gazeux ne contient pas d'hydrogène. Berthollet prétend, en opposition à plusieurs Chimistes (et en particulier à Gay-Lussac), que l'hydrogène est un des élémens de ce gaz.

E. Il n'est pas sensiblement soluble dans l'eau, n'est pas absorbé par les alcalis caustiques, et il ne précipite pas l'eau de chaux.

F. Il est extrêmement nuisible aux animaux, et il fait périr ceux que l'on y renferme. Quand on le respire pendant quelques minutes, il produit des vertiges et des syncopes.

G. Quand 100 mesures d'oxide carboneux sont brûlées dans un eudiomètre sur le mercure avec 45 mesures d'oxigène, le total 145 se trouve réduit à 90, qui consistent entièrement en acide carbonique. Les proportions diffèrent un peu de celles établies par Berthollet, car d'après lui 100 mesures d'acide carboneux sont saturées par 50 mesures d'oxigène, et donnent 100 d'acide carbonique.

H. Il ne se dilate pas par l'étincelle électrique, et ne paroît éprouver aucun changement par l'électrisation.

I. Quand on mêle de l'oxide carboneux avec son volume égal de gaz hydrogène, et quand on le fait passer par un tube rouge, celui-ci se trouve couvert de char-

bon. A cette température, l'hydrogène attire l'oxigène plus facilement que le charbon ne le retient, et forme de l'eau. Gay-Lussac a trouvé aussi qu'il est décomposé par l'action du potassium, qui se combine avec l'oxigène, et précipite le charbon.

D'après M. Cruikshank, il contient *pour cent* environ 70 d'oxigène et 30 de charbon en poids; ou le premier est au second comme 21 à 9. D'après Gay-Lussac,

Il consiste en	43	Charbon.
	57	Oxigène.
	100	

Cette détermination approche probablement plus de la vérité que celle de M. Cruikshank; car en calculant sur les proportions que nous avons données de l'acide carbonique résultant de sa combustion, et sachant que cet acide contient 28 *pour cent* de carbone, on trouve que 100 parties d'oxide carboneux doivent consister en 46 de charbon et 60 d'oxigène.

SECTION VI.

Combinaison du carbone avec l'hydrogène formant le gaz hydrogène carburé, ou hydro-carburé.

I. Il paroît, à la première vue, qu'il y a plusieurs variétés de cette combinaison, consistant en carbone et hydrogène unis en différentes proportions et obtenus par divers procédés.

1. Quand la vapeur d'eau est mise en contact avec le charbon rouge (au moyen d'un appareil semblable à celui représenté *Fig.* 40, *Pl.* III), on obtient deux produits

différens. L'oxigène de l'eau s'unit avec le carbone pour constituer de l'acide carbonique; et l'hydrogène de l'eau dissolvant au moment où il est mis en liberté une portion de charbon, forme le gaz hydrogène carburé (1). L'acide carbonique peut être séparé de l'hydrogène carburé, en agitant le gaz produit avec de la crême de chaux.

2. En agitant avec un bâton la bourbe qui se dépose au fond des fossés ou des étangs stagnans, il se dégage, à la surface, des bulles de gaz que l'on peut recueillir dans une bouteille pleine d'eau, munie d'un entonnoir, et que l'on renverse au-dessus du gaz.

3. En soumettant du charbon à la distillation dans une cornue de verre lutée ou de fer, il se dégage une quantité considérable de gaz, et il se produit en outre une portion de goudron. Ce dernier produit doit être reçu dans un vase intermédiaire, et il faut bien laver le gaz avec de l'eau de chaux. On doit conserver seulement le premier produit, comme essai de gaz du charbon; car à mesure que la distillation avance, sa densité devient graduellement moindre, et à la fin ce gaz est environ moitié plus léger que celui qui s'est dégagé le premier. La quantité de gaz que produit une quantité donnée de charbon, est si variable dans les différentes espèces de ce minéral, qu'il est à peine possible d'établir des proportions générales. De 60 kilogram. environ de charbon appelé *Wigan Cannel*, on obtient à peu près 9,626 mètres cubes de gaz, dont 14 décimètres

(1) J'ai établi, dans le *Journal de Nicholson*, XI, 68e livraison, les raisons qui me font croire que ce gaz n'est pas de l'hydrogène carburé pur.

brûlent pendant un temps égal à celui d'une chandelle des six à la livre.

4. Placez horizontalement dans un fourneau, comme on le voit *Fig.* 40, *Pl.* III, un tube de porcelaine luté; adaptez à une extrémité une cornue contenant 30 ou 60 gram. d'éther ou d'alcool, et à l'autre un tube recourbé qui se termine sous la tablette de la cuve pneumatique; en faisant rougir le tube et y faisant passer l'alcool ou l'éther en vapeurs, il se dégagera un gaz, qui, quand il aura été lavé avec de l'eau de chaux, est de l'hydrogène carburé.

5. Un cinquième moyen d'obtenir l'hydrogène carburé consiste à distiller dans une cornue de verre, à une chaleur modérée, trois parties d'acide sulfurique concentré et une d'alcool. Le mélange prend une couleur noire et une consistance épaisse, et il se dégage des bulles de gaz qui peuvent être recueillies sur l'eau. Pour des raisons que nous établirons par la suite, ce gaz a été nommé *Gaz oléfiant.*

II. Ces diverses variétés de gaz hydrogène carburé sont toutes inflammables; mais elles possèdent cette propriété à différens degrés, comme on le voit par l'éclat plus ou moins grand de la flamme qu'ils donnent quand on y met le feu. Ils peuvent être enflammés à leur issue d'un tube étroit ou de l'entre-deux de cylindres concentriques de feuilles de fer ou de cuivre, placées à la distance de quelques millim. l'une de l'autre. On peut sur ce principe construire une lampe d'Argant pour brûler les gaz qui se dégagent de l'espace occupé ordinairement par la mèche.

1. Quand on le brûle de l'une de ces manières, il produit une gradation de densité dans l'éclat de la flamme.

Le gaz du charbon brûle avec une lumière bleue foible, qui ne peut servir à éclairer; celui de l'alcool et de l'éther brûle avec un éclat plus grand, mais plus court que celui procuré par le gaz du charbon quand il est nouvellement préparé. Le gaz oléfiant les surpasse tous dans la quantité de lumière qu'il dégagé par la combustion.

2. Quand ces deux gaz sont brûlés dans le gaz oxigène sur l'eau de chaux, au moyen d'une vessie et d'un tube recourbé (*Pl.* IV, *Fig.* 41), on obtient deux produits distincts, c'est-à-dire, de l'eau et de l'acide carbonique. On reconnoît la formation de l'eau en brûlant un courant de ce gaz sous un entonnoir formé d'un tube ouvert aux deux extrémités. On démontre la formation de l'acide carbonique par la précipitation abondante de l'eau de chaux dans l'expérience précédente.

3. On peut démontrer la composition de ces gaz en les brûlant dans un eudiomètre sur le mercure, avec une quantité connue d'oxigène, et observant la nature et la quantité des produits. Ces produits sont de l'acide carbonique et de l'eau. On peut mesurer exactement le premier, mais l'eau est formée en si petite quantité, qu'on ne peut que la calculer. La table suivante présente le résultat de quelques expériences de cette nature.

ESPECES DE GAZ.	Mesures de l'oxigène nécessaires pour saturer 100 mesures.	Mesures d'acide carbonique produit.
Gaz d'Hydrogène pur	50 à 54	
— du Charbon.....	60	35
— du Charbon de terre...	190	97,5
— de l'Eau stagnante.....	200	100
— Oléfiant.....	300	200

Maintenant, puisque pour la formation de chaque mesure de gaz acide carbonique dans l'expérience précédente, il a fallu un volume égal d'oxigène, nous trouverons, en déduisant les nombres de la troisième colonne de ceux de la seconde, la proportion d'oxigène qui a été employée à saturer l'hydrogène de chaque hydrogène carburé. Ainsi, par exemple, en brûlant le gaz du charbon de terre, 100 mesures de gaz oxigène ont été employées pour former de l'acide carbonique, et le reste, 90, à saturer l'hydrogène. Mais 90 mesures d'oxigène suffisent pour saturer 180 de gaz hydrogène, et les 100 mesures de gaz du charbon contiennent donc une quantité d'hydrogène telle, que dilatée par l'électricité, elle occupe 180 mesures.

4. Ces gaz varient pour leur solubilité dans l'eau; le gaz oléfiant est absorbé en plus grande proportion que les autres, c'est-à-dire, que l'eau en prend un huitième de son volume; elle absorbe un soixante-quatrième de gaz des eaux stagnantes, et une moindre proportion des autres.

5. Ils varient aussi en densité ou pesanteur spécifique. L'air atmosphérique étant 1000, le gaz oléfiant est 909, le gaz de l'éther et de l'alcool 510, celui du charbon humide 480. Je sais, d'après M. Dalton, que la pesanteur spécifique du gaz du charbon et de celui de l'eau stagnante, est la même, c'est-à-dire, 666, ou comme 2 à 3.

6. Les seules espèces distinctes et bien caractérisées de gaz hydro-carburé, me paroissent être le gaz oléfiant et le gaz de l'eau stagnante, qui donnent, par leur combustion, des volumes égaux d'acide carbonique. Les autres variétés me paroissent être seulement des mélanges de

celles-ci. J'ai établi les raisons de cette opinion dans le *journal de Nicholson*, volume XI, page 68. Il est cependant bon d'ajouter qu'elle n'est pas d'accord avec les idées de Berthollet, qui, dans le IIe. volume des *Mémoires d'Arcueil*, avance que l'hydrogène, le carbone et l'oxigène se combinent en proportions illimitées, et forment une grande variété de gaz combustibles, auxquels il donne le nom plus approprié d'*Hydrogène oxi-carburé.* Au contraire, nous avons trouvé, M. Dalton et moi, que l'oxigène n'est pas un élément essentiel de ces composés, et que l'hydrogène et le carbone qui les constituent, ne peuvent s'unir que dans quelques proportions. Je reprendrai dans quelque autre occasion cette controverse, qui ne peut faire partie d'un ouvrage élémentaire.

CHAPITRE XII.

Soufre. — Acide sulfurique. — Sulfates. — Composés binaires de Soufre.

En décrivant le soufre et ses composés, je prendrai l'ordre suivant.

I. Le *soufre* dans son état libre.

II. Le soufre uni avec la plus grande portion d'oxigène, et formant *l'acide sulfurique;* et les composés de cet acide avec les alcalis et les terres, nommés *sulfates.*

III. Le soufre uni à la moindre proportion d'oxigène et formant *l'acide sulfureux;* et les composés de cet acide appelés *sulfites.*

IV. Les composés de soufre, avec les alcalis et les terres appelés *sulfures.*

V. La combinaison de soufre et d'hydrogène, nommée *hydrogène sulfuré;* et les composés qu'il forme avec les bases, et qui sont nommés *hydro-sulfures.*

VI. Le composé de soufre et d'hydrogène contenant une plus grande proportion de soufre, et constituant *l'hydrogene sur-sulfuré;* et ses composés avec diverses bases appelés *sulfures hydrogurés*, ou quelquefois *sulfures hydro-sulfurés.*

SECTION PREMIÈRE.

Soufre.

I. Le soufre qui forme un article de commerce, est une production minérale, et il est fourni dans ce pays principalement par la Sicile. Celui que l'on obtient dans l'Islande est de qualité inférieure, et contient une portion du métal, de la combinaison duquel on l'a séparé. On le vend sous deux formes différentes, celle de solide compact, qui a généralement la forme de rouleau ou de baguette; et celle d'une poudre légère, appelée *fleur de soufre.* En général on peut considérer la dernière comme la plus pure; mais ces deux variétés, comme on va le voir, peuvent être converties l'une dans l'autre par l'application d'une chaleur différente.

II. Le soufre est fusible et volatil. Chauffé à 76° centigrades, il s'en évapore une portion qui produit une odeur désagréable; à 85° ou 87° il se fond, et à 108° il est complètement fluide. Si l'on augmente rapidement la chaleur, il perd sa fluidité, et devient dur et d'une couleur foncée. Il reprend sa fluidité, si on abaisse la température, ce que l'on peut répéter à volonté dans

des vases de verre, pourvu que le changement de chaleur ne soit pas trop prompt : autrement il se volatilise.

III. Quand après avoir été fondu, on le refroidit avec précaution, il prend la forme cristalline, mais si confusément, que l'on ne peut déterminer la forme de ses cristaux; et principalement quand ils sont sous la forme de fibres minces entrelacées. Lorsqu'il y a une grande masse qui reste fluide pendant que la surface se congèle, la cristallisation est un peu plus distincte. Quand on verse dans l'eau, du soufre en pleine fusion, il devient tenace comme de la cire, et peut être employé (comme l'a fait M. Tassie) pour prendre des empreintes de pierres gravées, etc. Ces empreintes deviennent dures quand le soufre est froid.

IV. A la température d'environ 250° centigrades, le soufre se convertit en vapeurs; et si on fait cette opération en vaisseau clos, on recueille le soufre volatilisé sous forme solide. Ce qui reste a été appelé *soufre vif.* Ce cas présente un exemple de *sublimation,* qui diffère de la distillation, en ce qu'elle donne un produit solide, tandis que cette dernière fournit un liquide condensé. De cette manière, le soufre peut en partie être purifié, et sa purification est complète, quand on le lave avec le double ou le triple de son poids d'acide nitro-muriatique, étendu d'une partie d'eau distillée, et enfin avec de l'eau distillée jusqu'à ce qu'elle sorte insipide, et qu'elle ne change plus les couleurs bleues végétales.

V. Quand on fait digérer des fleurs de soufre dans l'alcool, il ne se fait pas d'union; mais si on met ces deux corps en contact, à l'état de vapeur, ils entrent en combinaison chimique. On peut répéter cette expérience ingénieuse de Lagrange, avec l'appareil représenté dans

la première planche de son Manuel. Mettez un peu de soufre dans un alambic de verre. (Voyez les planches de cet ouvrage, *fig.* 2). Suspendez au-dessus, au moyen de deux fils, une petite bouteille remplie d'alcool, et placez un récipient au bec de l'alambic, après avoir mis le chapiteau à sa place. Lutez les jointures, et chauffez fortement l'alambic, le soufre s'élèvera en vapeurs, et comme cette vapeur entourra la bouteille d'alcool, elle le fait volatiliser, et se trouvant dans des états convenables, il se formera une combinaison des deux corps, et l'alcool volatilisé passera dans le récipient. En jetant cette composition dans l'eau, le soufre sera précipité.

VI. Quoiqu'on eût déjà soupçonné (principalement par les expériences de M. Berthollet fils, décrites dans la section 6, article 4, de ce chapitre), que le soufre contenoit de l'hydrogène, l'évidence certaine n'en a été fournie que par M. Davy. En considérant le pouvoir analytique de l'appareil voltaïque, il lui sembla que le soufre n'étant pas un conducteur, ne pourroit pas céder ses élémens aux pouvoirs attractif et répulsif des électricités opposées, quoique la chaleur intense qui se produit, pût probablement y effectuer quelque changement, et tendre à en séparer une substance élastique s'il en contenoit. Sur cette idée, il remplit de soufre un tube recourbé, dans lequel étoit scellé hermétiquement un fil de platine. Il fondit le soufre par la chaleur, et en réunissant le tube à un appareil voltaïque de 500 doubles paires de plaques, chacune de 38 centim. carrés, et chargées fortement; il y eut une action très-intense, il se dégagea une lumière très-brillante, une grande quantité de gaz; et le soufre de jaune qu'il étoit, devint brun rouge foncé. Il trouva que le gaz étoit de l'hydrogène

sulfuré, ou du gaz hydrogène, tenant du soufre en solution ; et sa quantité, dans l'espace d'environ deux heures, fut plus de six fois le volume de soufre employé.

Une autre preuve de la présence de l'hydrogène dans le soufre, dérive de l'action du potassium : car ces deux corps agissent l'un sur l'autre avec une grande énergie, et il se dégage de l'hydrogène sulfuré, avec une lumière et une chaleur très-fortes.

Enfin, quand du soufre natif, est brûlé dans du gaz oxigène, M. Davy croit qu'outre l'acide sulfurique, il se forme aussi une portion d'eau.

D'après les expériences du même chimiste, il paroît probable que l'oxigène est un autre élément du soufre. Quand on fait agir le potassium sur l'hydrogène sulfuré, il brûle avec une lumière brillante, et il se forme une petite quantité de potasse, qui s'unit avec une portion de soufre. Mais comme l'oxigène est absolument nécessaire à la production de cette potasse, et que l'hydrogène ne peut le fournir, on ne peut lui assigner d'autre source que le soufre que le gaz tient en solution.

Un argument de plus, en faveur de la présence de l'oxigène dans le soufre, dérive du fait suivant. Le potassium et le sodium, dans leur état de métallisation parfaite, dégagent une certaine quantité d'hydrogène de l'eau, en raison de leur affinité pour l'oxigène; mais quand ils sont en partie oxidés, ils n'en dégagent plus la même quantité quand on les jette dans l'eau, parce que l'affinité au moyen de laquelle ils décomposent ce liquide, est en partie satisfaite. Or, il est à remarquer que le potassium après s'être combiné au soufre, dégage une proportion d'hydrogène moins considérable de l'eau, qu'une quantité égale de métal pur; et plus on

augmente la proportion du soufre par rapport au potassium, moins il se dégage d'hydrogène, probablement parce qu'il a reçu du soufre, une plus grande quantité d'oxigène.

Le soufre dans son état ordinaire, paroît donc être une combinaison d'une petite quantité d'hydrogène et d'oxigène avec une grande quantité d'une base particulière. Quoique M. Davy ait fait sur la nature de cette base une suite d'expériences, elle n'est qu'imparfaitement connue. Il a tenté de l'obtenir à l'état de séparation, du composé de potassium et de soufre, dans lequel on suppose naturellement qu'elle existe. L'acide muriatique a séparé une substance gris foncé, rude au toucher, qui n'a pas d'odeur à la température ordinaire, mais qui chauffée, dégage l'odeur particulière au soufre. Quoiqu'elle diffère du soufre dans son état ordinaire, elle se rapproche tant de ce corps pour ces propriétés ordinaires, que l'on doit regarder que la séparation de la base du soufre n'a pas été accomplie d'une manière satisfaisante.

VII. Le soufre est inflammable, et paroît susceptible de deux combustions distinctes, qui ont lieu à des températures différentes (1), à 140 ou 150 centigrades, il attire sensiblement l'oxigène, et si on élève la température à 180° ou 190°, la combinaison se fait rapidement, avec une lumière bleue foible. Mais la chaleur dégagée est à peine sensible; au moins elle est si foible, que l'on peut couler le soufre sur de la poudre à canon, sans que celle-ci s'enflamme. A une température de 300°, la combustion quoique foible en comparaison d'autres

(1) Voyez, sur les oxides de soufre, les mémoires du docteur Thomson, *Nicholson's Journal*, VI, pag. 101.

corps, est plus active que la première, et accompagnée d'une lumière rouge. Enflammé dans le gaz oxigène, il brûle avec une flamme très-belle et très-brillante; mais il n'est pas possible de condenser entièrement une quantité donnée de gaz oxigène, par des raisons que nous exposerons plus loin. En examinant le produit de ces combustions, on trouvera que c'est de l'acide (1) sulfurique (2).

SECTION II.

Acide Sulfurique.

I. Quoique la méthode ci-dessus ne soit pas celle que l'on suit ordinairement pour préparer l'acide sulfurique (nous décrirons cette dernière au chap. XIII, sect. 5), il est bon cependant pour les étudians, d'examiner le résultat de cette combustion, à cause de la simplicité de l'opération. Rincez avec un peu d'eau la cloche sous laquelle le soufre a brûlé : cette eau aura une saveur acide, elle rougira les couleurs bleues végétales, et produira une effervescence avec les carbonates alcalins. C'est donc un acide; et comme il est composé de soufre et d'oxigène, il a été appelé acide sulfurique. On peut examiner ces propriétés sur une portion de celui que l'on vend dans le commerce. Elles sont telles qu'il suit :

A. L'acide sulfurique est épais, et de consistance huileuse, comme on peut le voir en le versant d'un vase dans un autre.

B. Sur 100 parties il contient, d'après Chenevix,

(1) Il se forme aussi beaucoup d'acide sulfureux dans ces opérations.

(2) D'après M. Thénard il ne se forme pas d'acide sulfurique dans cette combustion. (*Note du traducteur.*)

61,$\frac{4}{5}$ soufre, et 38,$\frac{1}{5}$ oxigène. M. Berthollet a trouvé (*Mémoires d'Arcueil*, *II.*) que 17,846 parties de soufre oxigénées par l'acide nitrique, donnent une quantité d'acide sulfurique qui fournit 127,515 parties de sulfate de barite. Il conclut de là, que 100 parties en poids de soufre, se convertissent en 230,79 parties d'acide sulfurique réel (= environ 292 parties de la densité de 1,85), et l'acide sulfurique consiste en

43,28	Soufre.
56,72	Oxigène.
100,00	

Ce dernier rapport s'accorde si bien avec ceux de Klaproth, Richter et Bucholz (qui ont tous fixé le soufre dans l'acide sulfurique à 42 ou 43 *pour cent*), qu'il est probable que ce résultat est exact (1). Nous trouverons aussi, si nous admettons, comme cela paroît bien prouvé maintenant, que le sulfate de barite contient 33 $\frac{1}{3}$ *pour cent* d'acide et non 23 $\frac{1}{2}$, comme l'avoit estimé M. Chenevix, que les résultats de M. Bucholz diffèrent peu de ceux que j'ai considérés comme approchant le plus de la vérité.

C. L'acide sulfurique est à peu près deux fois plus pesant que l'eau, ce que l'on trouvera en pesant une petite fiole remplie d'acide, et la pesant ensuite remplie d'eau distillée. On obtiendra encore ce résultat d'une manière plus convenable, en prenant la com-

(1) D'après les nouvelles expériences de M. Berzelius (*Ann. de chim.*, LXXVIII, p. 25) l'acide sulfurique est formé de

soufre	40,58
oxigène	59,42
	100.

paraison dans la bouteille à long col (*Pl.* I, *Fig.* 14). La pesanteur spécifique de l'acide que l'on prépare pour le commerce, est généralement de 1,845, et contient dans cet état, d'après M. Kirwan,

79	d'Acide réel.
21	d'Eau.
100	

Il ne paroît pas que la pesanteur spécifique de l'acide sulfurique rectifié s'élève plus haut que 1,850 (1). Quand il est à 1,417 de pesanteur spécifique, il contient, d'après Berthollet, 38,58 *pour cent* d'acide, le reste est de l'eau.

D. Dans l'état de pureté il est parfaitement limpide et incolore.

E. Mêlé promptement avec de l'eau, il produit une chaleur violente. Quatre parties en poids, d'acide sulfurique concentré, et une d'eau, mêlées subitement ensemble, chacune à la température de 10° centigrades, élèvent la température à 140°. Cette élévation de température a lieu parce que l'affinité ou la capacité pour le calorique du composé d'acide sulfurique et d'eau, est moindre que celle de l'acide et de l'eau séparément. Il se fait aussi une diminution de volume, c'est-à-dire qu'une mesure d'acide et une d'eau, n'occupent pas l'espace de deux mesures, mais environ $\frac{1}{13}$ de moins.

A cause de la chaleur que produit cet acide par son mélange avec l'eau, on doit le délayer avec précaution pour les usages ordinaires, et ajouter l'acide par petites portions, laissant refroidir chaque fois avant de faire une nouvelle addition. C'est aussi par le principe de

(1) *Transactions of the Irish academy*, IV, pag. 88.

son attraction pour l'eau, que l'on explique l'augmentation de volume que cet acide acquiert, quand il est exposé à l'air. En un jour trois parties d'acide sulfurique exposées à l'air ont augmenté d'une partie en poids, et on a trouvé que 1 hectogramme en deux mois d'exposition, avoit gagné 6 $\frac{1}{4}$.

F. L'acide sulfurique, parfaitement pur, reste incolore pendant la solution. Cependant celui que l'on trouve dans le commerce sous le nom d'huile de vitriol, mélangé avec l'eau, dépose une poudre blanche en quantité considérable, consistant en différens corps étrangers, et principalement en sulfate de plomb.

G. Le point d'ébullition de l'acide sulfurique est beaucoup plus élevé que celui de l'eau, et approche même de celui du mercure. Bergmann a fixé ce point à 308° centig.; mais M. Dalton a déterminé qu'il est à 335°.

H. L'acide sulfurique exposé à une diminution de température suffisante, peut être congelé, et dans des circonstances convenables il prend la forme de cristaux réguliers, d'un degré de dureté et de solidité considérable, et d'une densité qui excède celle qu'il possède à l'état fluide. D'après les expériences de M. Keir (1), il résulte qu'il y a un point de pesanteur spécifique (de 1780 à 1000) auquel l'acide sulfurique se congèle plus facilement; et à ce degré de concentration, il exige même un froid moins considérable que celui nécessaire pour geler l'eau, sa congélation ayant lieu à 70° cent. De la pesanteur spécifique de 1786 d'un côté, à 1775 de l'autre, il se congele à 0° centigrades. Il est à remarquer qu'il reste congelé à une température au-

(1) *Phil Trans.* XXVII, pag. 267.

dessus de celle qui est nécessaire pour qu'il se gèle. Par exemple, l'acide qui ne devient pas solide quand sa température étoit de 0°, reste solide à 7. M. Macnab (1) a trouvé qu'à la pesanteur spécifique de 1843, ou à peu près celle de l'acide du commerce, il se gèle à — 15° centigrades; mais cet acide mêlé avec plus de la moitié de son poids d'eau exige pour sa congélation une température de — 36° centigrades.

I. Pour purifier l'acide sulfurique, il faut le distiller dans une cornue de verre, placée sur un bain de sable à un fourneau de réverbère. Cette opération est difficile, et un étudiant ne doit pas la tenter. Cependant pour ceux qui ont les moyens de répéter l'expérience, et assez d'habitude dans les opérations de chimie, les instructions suivantes pourront être très-utiles, principalement parce que dans toutes les expériences de recherches, il faut employer de l'acide purifié ainsi.

Le fourneau dans lequel on fait cette opération, doit être muni d'une grille pour contenir un bain de sable de la grandeur nécessaire et d'une ouverture sur le côté pour passer le col de la cornue (*Pl.* VII, *Fig.* 62, 63). Le corps de la cornue seulement doit être recouvert d'un lut de terre glaise et de sable, ainsi que la partie du col qui est exposée à la chaleur. Quand le lut est sur la cornue, elle doit être placée sur le bain de sable, étant remplie d'environ moitié d'acide sulfurique, et on doit ajouter un récipient, mais ne pas le luter. Le feu doit être allumé alors et augmenté avec une précaution bien grande. La première portion qui passe et qui monte environ au sixième, n'est principalement

(1) *Phil. Trans.* LXXVI, pag. 241.

que de l'eau; on doit la rejeter. Il passe ensuite de l'acide sulfurique concentré, et à cette période, on court grand risque que le col de la cornue ne se brise par le contact de l'acide condensé, qui est à une température très-élevée, et qui fait souvent éclater le verre comme l'application d'un fer rouge. Le feu doit être réglé par la porte du foyer, de telle sorte qu'il se passe quelques secondes entre la chute de chaque goutte d'acide dans le récipient. L'opération peut être continuée aussi longtemps qu'il passe de l'acide. La cornue que l'on emploie à cette opération doit être lutée bien exactement, et il est nécessaire que l'operateur le fasse lui-même, en chauffant d'abord la cornue dans un four, la retirant et la laissant refroidir le plus lentement qu'il est possible.

On peut purifier l'acide sulfurique moins parfaitement en le délayant avec la moitié de son poids d'eau, laissant les impuretés se précipiter, décantant la liqueur claire, et évaporant au degré convenable dans une cornue.

K. L'acide sulfurique est décomposé à la température ordinaire de l'atmosphère, par les substances inflammables, et il acquiert une couleur noire. L'addition d'un peu de cassonade brune, ou d'une goutte d'huile à une certaine quantité d'acide, lui donne une teinte brune qui passe en peu de temps au noir. D'après cela, cet acide doit toujours être gardé dans une bouteille avec des bouchons de verre; car un petit morceau de paille ou de liége jeté dans une grande quantité d'acide sulfurique, le colore, comme nous l'avons déjà dit.

L. A une haute température, l'acide sulfurique est facilement décomposé par les corps combustibles.

1. Le gaz hydrogène mis en contact avec l'acide sulfurique dans un état approchant de l'ignition, le décom-

pose, et il se forme de l'eau et de l'acide sulfureux. C'est une opération difficile et très-dangereuse, qu'il n'est pas bon de répéter.

2. D'après Gay-Lussac, l'acide sulfurique est décomposé à une haute température, et réduit en deux gaz formés d'une mesure de gaz acide sulfureux et d'une d'oxigène. Cette expérience peut être mieux faite en faisant passer cet acide au travers d'un tube de verre ou de porcelaine rouge.

3. Le soufre, que l'on fait bouillir avec l'acide sulfurique, le désoxigène en partie, et en convertit une portion en acide sulfureux, qui prend l'état de gaz.

4. Dans une cornue remplie environ au quart d'acide sulfurique, ajoutez un peu de charbon en poudre, en appliquant la chaleur d'une lampe, il se produira beaucoup de gaz. Recueillez ce gaz au moyen d'un tube placé dans le col de la cornue, et courbé, comme il est nécessaire, pour plonger dans une cloche pleine d'eau, ou, si-on veut, dans une cloche renversée sur la cuve à mercure. Pendant l'opération, le carbone attire une partie de l'oxigène de l'acide sulfurique, et se convertit en gaz acide carbonique; mais le soufre n'est pas entièrement désoxigéné, et on a par conséquent un composé formé de soufre et d'oxigène, mais contenant moins d'oxigène que l'acide sulfurique. Ce composé est à l'état de gaz, et nous examinerons dans peu ses propriétés. Cependant, pour éviter la complication que le mélange d'acide carbonique et du nouveau produit introduit dans l'opération, il est bon de le préparer d'une manière moins compliquée; mais nous ne pouvons expliquer maintenant *l'effet* de cette opération. Elle consiste à dissoudre une partie

de mercure dans deux d'acide sulfurique, et à faire évaporer la masse à siccité dans une capsule de porcelaine. La masse sèche qui reste dans la capsule, doit être distillée au bain de sable, avec un récipient intermédiaire entre la cornue et la cuve à mercure, pour condenser l'acide sulfurique qui peut échapper (*Pl.* III, *Fig.* 31). Le gaz ainsi obtenu porte, conformément aux principes de la nouvelle nomenclature, le nom d'*Acide sulfureux*.

SECTION III.

Gaz acide sulfureux.

Le *Gaz acide sulfureux* peut être formé aussi en chauffant du soufre à une haute température dans une cloche de verre; si on expose à la vapeur des morceaux de toile trempés dans une solution de potasse; l'alcali forme avec l'acide sulfureux une combinaison que l'on enlève par le lavage et que l'on fait évaporer. Le sel distillé avec de l'acide sulfurique, donne du gaz acide sulfureux.

Il a les propriétés suivantes :

A. Il a une odeur piquante et suffoquante, ressemblant exactement à celle du soufre qui brûle.

B. Il est deux fois plus pesant que l'air atmosphérique. D'après Kirwan, sa pesanteur spécifique est de 2,265, l'air étant 1. Gay-Lussac l'a trouvé, par le calcul, de 2,30314. A la température de 16° et 760 millim. du baromètre, M. Kirwan a trouvé que 1 décimètre cube pèse 2,7636. Monge et Clouet ont dit que quand on l'expose en même temps à la température de + 0,55 centigrades, et à une pression considérable, il prend l'état fluide.

C. Il éteint les corps en combustion, et tue les animaux.

D. Il a la propriété de blanchir la soie, et de lui donner de l'éclat.

E. L'eau absorbe 33 fois son volume de cet acide, le onzième de son poids; il se dégage du calorique, et à 68° sa solution a une pesanteur spécifique de 1,0513. Il se sépare de ce fluide, comme l'acide carbonique, par l'application de la chaleur, mais non par la congélation.

F. La solution aqueuse ne rougit pas l'infusion de litmus, comme le font les acides en général; mais il détruit entièrement sa couleur. On l'emploie à cause de cela pour blanchir plusieurs produits du règne animal ou végétal. Il rétablit la couleur du sirop de violette, rougie par les autres acides (1). (*Nicholson's Journal* XVIII, 303).

G. L'acide sulfurique saturé de ce gaz (ce qui peut être effectué en en faisant passer un courant au travers de cet acide) acquiert une odeur forte et une couleur brune-jaunâtre, il fume quand on l'expose à l'air, et a la propriété de prendre la forme solide par une diminution moyenne de température. Quand on le distille, le premier produit, qui est un composé de deux acides, prend la forme solide. Il a été appelé *Acide sulfurique glacial.*

H. L'acide sulfureux peut être converti en acide sulfurique, en y ajoutant de l'oxigène.

1. Un mélange de gaz oxigène et de gaz acide sulfureux, tous les deux bien secs, ne diminue pas quand

(1) Je n'ai pu réussir à faire cette expérience; je crois qu'il y a une erreur. (*Note du traducteur.*)

on le place sur le mercure, même quand on le laisse en contact pendant plusieurs mois; mais si on introduit une petite quantité d'eau, le mélange diminue, et il se forme de l'acide sulfurique. Les proportions nécessaires pour la saturation mutuelle sont deux mesures d'acide sulfureux et une de gaz oxigène.

2. A une portion d'eau saturée de ce gaz, ajoutez un peu d'oxide de manganèse, substance qui contient beaucoup d'oxigène foiblement combiné, l'odeur piquante de l'eau et les autres caractères de l'acide sulfureux disparoîtront promptement.

3. Le gaz acide sulfureux est condensé en acide sulfurique par le mélange avec le gaz nitreux et aussi avec le gaz acide oxi-muriatique.

I. Quand on diminue considérablement la température du gaz acide sulfureux, en l'entourant d'un mélange de neige et de muriate de chaux, il devient liquide.

K. Quand on met en contact le gaz acide sulfureux et le muriate d'étain récent sur le mercure, le mélange des gaz diminue promptement; il se dépose du soufre, et le muriate d'étain simple devient muriate oxigéné (*Accum*).

Cet acide est susceptible de se combiner avec les alcalis.

L. Il est décomposé quand il est mis à une chaleur rouge, en contact avec certains corps combustibles. Ainsi, quand on fait passer un mélange de gaz acide sulfureux et d'hydrogène, au travers d'un tube de porcelaine rouge, l'oxigène de l'acide se combine avec l'hydrogène, et forme de l'eau, et on obtient le soufre à l'état libre. L'acide sulfureux est décomposé aussi, quand on le fait passer sur du charbon rouge; et il paroît d'après

les expériences de Gay-Lussac, qu'il est décomposé par le potassium.

D'après le même chimiste, 100 parties de soufre, s'unissent à 95 d'oxigène, pour former de l'acide sulfureux; et alors cet acide doit être composé de

Soufre....	51,3
Oxigène...	48,7
	100.

Le docteur Thomson a déterminé depuis peu que 100 parties d'acide sulfurique consistent en

Soufre....	82
Oxigène...	18
	100.

Mais si nous admettons que 100 parties d'acide sulfurique contiennent 43 de soufre, alors 82 doivent contenir 35,26, qui ajoutées à 18, donnent 53,26 d'acide sulfurique, nombre qui s'éloigne peu des données de Gay-Lussac.

SECTION IV.

Combinaison de l'acide sulfurique avec les alcalis.

ART. I. *Sulfate de Potasse.*

Ce sel peut être formé en saturant le carbonate de potasse avec de l'acide sulfurique, et faisant cristalliser la solution. Il a les propriétés suivantes :

A. Il cristallise en petits prismes à six pans, terminés par des pyramides à six faces triangulaires. Sa pesanteur spécifique, selon Hassenfratz, est de 2,~~0473~~. + 4073

B. Il a une saveur amère.

C. Il décrépite ou pétille, quand on le jette sur un fer rouge, et il se volatilise par une grande chaleur, après être entré en fusion. A une chaleur rouge obscure, il perd un peu de son poids, environ un et demi ou deux *pour cent.*

D. L'eau à 15°, en prend seulement un sixième de son poids; mais l'eau bouillante en dissout un cinquième, ou un quart, quand on continue long-temps de chauffer.

E. 100 parties contiennent 30,21 d'acide, 64,61 d'alcali, et 5,18 d'eau. La détermination de M. Berthollet diffère considérablement de celle-ci; car, en faisant abstraction de l'eau de cristallisation, il prétend que ce sel est formé de

58,50	Potasse.
41,50	Acide.
100.	

F. Ce sulfate est décomposé par le carbone à une haute température. Mêlez ce sel avec le quart de son poids de charbon en poudre fine, et chauffez dans un creuset à une forte chaleur, le carbone s'unira avec une partie d'oxigène de l'acide sulfurique, et se dégagera sous forme de gaz. Il restera un composé nommé sulfure de potasse, que nous décrirons bientôt.

Sur-Sulfate de Potasse.

Quand on ajoute un excès d'acide sulfurique, à une solution saturée de sulfate de potasse, les premiers cristaux qui se forment, contiennent un excès considérable d'acide sulfurique, qui ne va pas, d'après

M. Berthollet (1), à moins de 55,8 *pour cent.* En continuant à évaporer la solution, on obtient successivement des cristaux, qui contiennent de moins en moins, un grand excès d'acide en combinaison. Ces seconds cristaux contiennent seulement 49,5 *pour cent* d'acide, d'après le même chimiste.

Ce sel a une saveur acide très-forte, il agit vivement sur les couleurs bleues végétales. Deux parties d'eau à 15°, en dissolvent une, et à 100°, elle en dissout plus de son poids. Il est insoluble dans l'alcool.

Art. II. *Sulfate de Soude.*

A. Ce sel cristallise en octaèdres réguliers, d'une figure prismatique ou cunéiforme : les deux pyramides qui le terminent, sont tronquées près de leurs bases.

B. Il a une saveur plus amère que le précédent, et fond plus facilement dans la bouche.

C. Il se gonfle sur un fer rouge, par la perte de son eau de cristallisation, et il laisse une poudre blanche, formant seulement 44 parties pour 100, du sel employé.

D. Par son exposition à l'air, il s'effleurit et perd de son poids.

E. Il est très-soluble dans l'eau, dont trois parties à 15°, dissolvent une de sel; l'eau bouillante en prend son propre poids.

F. Il contient *pour cent*, d'après Kirwan, 23,52 d'acide, 18,48 de base, et 58 d'eau.

G. Il est décomposé par le charbon comme le précédent, et il reste du sulfure de soude.

---

(1) *Mémoires d'Arcueil*, II, pag. 480.

ART. III. *Sulfate d'Ammoniaque.*

A. Le sulfate d'ammoniaque forme de longs prismes applatis à six côtés, terminés par des pyramides à six faces.

B. Il attire légèrement l'humidité de l'air.

C. Il a une saveur amère fraîche.

D. Deux parties d'eau à 15°, en prennent une de sel, et l'eau bouillante en dissout son propre poids. Pendant la solution il se produit du froid : et il en donne aussi quand on le mêle avec de la glace en poudre ou de la neige.

E. Ce sel sublimé, contient un excès d'acide, parce qu'il perd une portion de la base, par l'action de la chaleur.

F. Il contient *pour cent*, 55 d'acide, 14 d'ammoniaque, et 31 d'eau.

G. Il se liquéfie à une chaleur modérée, et se volatilise ; si on le chauffe fortement, il est décomposé ; (voyez le Mémoire de M. Hatchett, *Phil. Trans.* 1796, ou *Davy's Researches.*)

H. Les alcalis fixes purs, la potasse et la soude, s'emparent de l'acide sulfurique, et mettent l'alcali en liberté. On sent donc une odeur très-forte d'ammoniaque, quand on le mêle avec la potasse ou la soude.

ART. IV. *Sulfate de Barite.*

La barite a une très-forte affinité pour l'acide sulfurique, et la combinaison de ces deux corps, peut être effectuée avec une grande facilité.

A. A une solution de barite pure, ajoutez de l'acide

sulfurique, il se formera un précipité blanc qui est du sulfate de barite.

B. Le même composé se formera en traitant le carbonate de barite, ou une solution de nitrate ou de muriate de cette base, par de l'acide sulfurique.

C. Le sulfate de barite est une des substances les plus insolubles que la chimie présente; car il exige pour sa solution 43000 fois son poids d'eau.

D. La barite a pour l'acide sulfurique une affinité plus grande que tous les autres corps.

E. A cause de ces propriétés, la solution de barite pure, et le nitrate et le muriate de cette base, sont des moyens excellens et très-exacts, de reconnoître l'acide sulfurique et toutes ses combinaisons. Versez une goutte d'acide sulfurique dans 4 litres d'eau distillée pure, et ajoutez quelques gouttes de l'une des solutions précédentes de barite, il se fera un précipité.

F. Le sulfate de barite est décomposé par le carbonate de potasse. Faites bouillir de ce sulfate en poudre, avec une solution de deux ou trois fois son poids de carbonate de potasse, l'acide carbonique s'unira à la barite, et l'acide sulfurique à la potasse.

G. Par ce moyen, on peut obtenir du carbonate de barite pour préparer la terre pure, et ses divers sels, quand on n'a pas de carbonate natif en quantité suffisante. On a trouvé le sulfate de barite en grande quantité, accompagnant les mines de plomb, dans le Derbyshire et d'autres parties de l'Angleterre; il y est connu sous les noms de *Cawk*, de *Spath pesant*, etc. Quand on l'emploie pour préparer le carbonate de barite, on le mêle avec trois ou quatre fois son poids de sous-carbonate de potasse, et on le fait bouillir dans une quantité

d'eau considérable, dans une chaudière de fer, en l'agitant, et écrasant toujours, au moyen d'une spatule de fer, les morceaux durs qui résisteroient à l'action de la liqueur. On lave alors avec de l'eau bouillante, jusqu'à ce qu'elle sorte insipide. Par l'addition d'acide muriatique étendu, il se fait une forte effervescence, et une grande partie de la terre ainsi qu'une portion de la gangue, se dissout. Ajoutez de l'ammoniaque pure à la solution saturée, qui précipitera les substances étrangères, s'il y en a, et précipitez ensuite la solution à l'état de carbonate, par une solution de carbonate de potasse. Lavez bien le précipité terreux avec de l'eau distillée, et pour obtenir la barite pure, traitez-la comme nous l'avons dit au chap. X.

H. Le sulfate de barite est décomposé aussi, quand on le chauffe avec du charbon en poudre, qui s'empare de l'oxigène de l'acide sulfurique, et laisse une combinaison de soufre et de barite. La barite peut être séparée de ce composé, au moyen de l'acide muriatique; la solution muriatique est décomposée par le carbonate de potasse.

I. Le sulfate de barite, décomposé par le charbon, donne une espèce de phosphore solaire. Ce phosphore a été appelé phosphore de Bologne, du lieu où on a trouvé le sulfate avec lequel on l'a préparé pour la première fois. On prend du sulfate natif, pulvérisé et tamisé bien fin; après l'avoir chauffé, on en fait une pâte avec du mucilage de gomme arabique, et on divise en cylindres ou pièces d'environ 6 millim. de longueur. Après avoir été séchés à un feu modéré, on les expose à la température d'un fourneau à vent, au milieu du charbon. Quand le feu est à demi consommé, on remplit

le fourneau, et on continue le feu pour faire brûler la gomme. On retrouvera au milieu de cendres, les pièces retenant leur forme première, et on les séparera en soufflant dessus avec un soufflet. Elles doivent être conservées ensuite dans une fiole bien bouchée.

Ce phosphore après avoir été exposé quelques minutes aux rayons du soleil, émet dans l'obscurité une lumière suffisante pour rendre visible les aiguilles d'une montre. Il perd cette propriété par l'oxigénation du sulfure; mais on peut la lui rendre par une nouvelle calcination.

K. Le sulfate de barite artificiel et calciné, contient sur 100 parties

		Base.	Acide.
D'après	Klaproth.....	66,55	33,45
	M. A. Aikin (1)...	66,04	33,96
	M. J. Thomson (2).	66,96	33,04
	Berthollet (3)	66,50	33,50 (4).

La détermination de M. Berthollet, étant à peu près une moyenne des trois autres, peut être considérée comme assez exacte. Les résultats des autres chimistes, et particulièrement de Thénard et de Chenevix, sont si éloignés, qu'il est probable qu'il y a eu quelque source d'erreur dans leurs expériences. Le sulfate natif est composé d'après Klaproth, d'un tiers d'acide, et deux tiers de base. (*Beitrage, I*, 377).

(1) *Nicholson's Journal*, XXII, 301.

(2) *Idem*, XXIII, 174.

(3) *Mémoires d'Arcueil*, II.

(4) D'après les nouvelles expériences de Berzelius (*Ann. de chimie*, LXXVIII, pag. 30.) il contient acide 0,34, barite 0,66.

(*Note du traducteur.*)

ART. V. *Sulfate de Strontiane.*

I. Ce sel ressemble à peu de chose près au sulfate de barite. Il peut être formé de la même manière, en versant une solution de strontiane pure dans l'acide sulfurique étendu, ou dans un sulfate alcalin; la strontiane a plus d'affinité pour l'acide sulfurique que les alcalis. Il est soluble dans 3840 parties d'eau bouillante.

II. Le sulfate de strontiane a été trouvé aussi en grande quantité, principalement au passage d'Aust, et dans d'autres contrées du voisinage de Bristol. Comme le carbonate natif est devenu rare maintenant, ce sulfate peut être employé avec avantage, pour obtenir le carbonate de strontiane artificiel. Le procédé est exactement le même que celui décrit précédemment, pour décomposer le sulfate de barite (art IV; *G*).

D'après la plus grande partie des chimistes qui l'ont analysé, il consiste en

42	Acide.
58	Strontiane.
100.	

Cependant Vauquelin l'a trouvé composé de 46 d'acide, et de 54 de base.

ART. VI. *Sulfate de Chaux.*

On forme le sulfate de chaux en ajoutant de l'acide sulfurique à du carbonate de chaux, et en calcinant légèrement le résidu pour chasser l'excès d'acide sulfurique. Il a été trouvé aussi natif, en grande quantité, dans les montagnes de gypse, de plâtre de Paris, etc. (1).

(1) Le plâtre à mouler est du sulfate de chaux calciné qui ab-

II. Il a les propriétés suivantes :

1. Il est insipide et n'a pas d'odeur.

2. Il est peu soluble, car il exige 500 fois son poids d'eau froide, et 450 d'eau chaude.

3. Il est fusible à une chaleur modérée. Quand le sulfate de chaux qui a été séché à 160° centigrades, est exposé à une chaleur rouge obscure, il perd 22 *pour cent* de son poids, et cette perte consiste seulement en eau. Après la calcination il absorbe l'eau rapidement, et forme un bon ciment.

4. Il est décomposé par les carbonates alcalins, et il se fait un double échange. C'est de là que provient le précipité laiteux qui se forme quand on ajoute du carbonate de potasse à de l'eau de source; parce que le carbonate de chaux qui se forme, est moins soluble que le sulfate. De là aussi les eaux crues, qui contiennent toujours du sulfate de chaux en solution, coagulent le savon, dont l'alcali est séparé par l'acide sulfurique, et l'huile est mise en liberté.

5. Il est décomposé par la combustion avec le charbon qui sépare l'oxigène de l'acide sulfurique, et laisse une combinaison de chaux et de soufre.

---

sorbe l'eau avec avidité ; le plâtre à bâtir est formé de sulfate de chaux, de chaux et d'un peu de sulfure de chaux provenant de la décomposition d'une partie du sulfate de chaux par les matières carboneuses, ce qui donne une odeur fétide quand on verse de l'eau sur le plâtre.

Le plâtre qui n'est pas assez cuit retient de l'eau et de l'acide carbonique, et ne peut se durcir. Quand il est trop cuit, il se réduit en une matière presque vitreuse, qui ne peut prendre de l'eau. Le plâtre durcit promptement à l'air parce qu'il cristallise, et que la chaux attire l'acide carbonique de l'air. (*Note de M. Bornot.*)

En dissolvant 100 grains de sulfate de chaux calcinés, dans l'eau distillée bouillante, et y ajoutant du muriate de barite, j'ai obtenu un précipité qui, bien lavé, séché et calciné au rouge obscur, pesoit 175,9. De là 100 parties de sulfate de chaux calcinée contiennent à peu près

59	Acide sulfurique.
41	Chaux.
100.	

Cette détermination s'accorde à peu près avec celle de M. James Thomson, qui a donné, au lieu des nombres ci-dessus, 58 d'acide et 42 de base. (*Nicholson's Journal*, XXIII, pag. 182).

ART. VII. *Sulfate de magnésie.*

I. Quand on ajoute promptement de l'acide sulfurique concentré à de la magnésie pure nouvellement préparée, il se produit une quantité prodigieuse de chaleur et de vapeur, accompagnées fréquemment de dégagement de lumière. Cet effet a été observé primitivement par Westrumb.

II. Si on ajoute de l'acide sulfurique étendu à du carbonate de magnésie, l'acide carbonique est dégagé, et il se forme du sulfate de magnésie qui cristallise par le refroidissement.

III. Ces cristaux ont les propriétés suivantes :

1. Ils ont la forme de petits prismes quadrangulaires, surmontés par des pyramides quadrangulaires avec des sommets dièdres.

2. Ce sel est soluble dans son poids d'eau à la température de 15°, et dans trois fois son poids d'eau

bouillante, qui éprouve une augmentation d'un quart de son volume.

3. Il est efflorescent à l'air, et se réduit lentement en poudre. Quand il est exposé à une chaleur rouge obscure, il perd son eau de cristallisation, mais il n'est pas volatilisé. Il perd environ moitié de son poids, et cette perte est due à l'eau de cristallisation.

4. Cent grammes de sulfate de magnésie, privés par la calcination au rouge obscur, de leur eau de cristallisation, me donnèrent 200 grammes de sulfate de barite quand je les précipitai par le muriate de cette terre. De là 100 grammes de sulfate de magnésie sec sont composés de 67 acide et 33 de base; et le sel cristallisé, en supposant qu'il contînt moitié de son poids d'eau, consiste sur 100 parties en

50	Eau.
33,5	Acide sulfurique.
16,5	Magnésie.
100.	

5. La solution est précipitée par le carbonate de potasse et de soude, mais non par le carbonate d'ammoniaque, à moins que l'on ne chauffe. Le carbonate de magnésie du commerce se prépare en mêlant ensemble des solutions concentrées et chaudes de carbonate de potasse et de sulfate de magnésie. Le sulfate de soude qui se forme, se dissout par les lavages abondans avec l'eau, et on sèche le carbonate de magnésie. Cent parties de sulfate desséché donnent environ 71 de sous-carbonate de magnésie, ou environ 31,6 de terre pure.

6. Quand une dissolution étendue de carbonate de

soude est mêlée avec une dissolution, aussi étendue, de sulfate de magnésie, et que l'on sépare par la filtration le sous-carbonate de magnésie, on obtient, après quelque temps, des cristaux de carbonate de magnésie dans le liquide qui contient beaucoup d'acide carbonique, et dont nous avons parlé au chap. X, sect. 4. Quand on traite du sulfate de magnésie par une solution d'ammoniaque pure, une partie de la terre se précipite; le reste est en dissolution, et en évaporant, on obtient un sel triple formé d'acide sulfurique, de magnésie et d'ammoniaque, nommé *Sulfate ammoniaco-magnésien.*

ART. VIII. *Sulfate d'alumine.*

On peut étudier les propriétés de ce sel sur l'alun du commerce, quoique, comme nous le verrons dans la suite, l'alun ne soit pas une combinaison simple de cette terre avec l'acide sulfurique, mais un sel triple composé d'acide sulfurique, de potasse et d'alumine, ou d'acide sulfurique, d'alumine et d'ammoniaque (1).

---

(1) On trouve les mines d'alun à l'état de pyrites de fer et d'alumine; on fait d'abord déliter à l'air en calcinant à une chaleur longue et douce, on obtient du sulfate d'alumine. Quand il y a de trop grosses pyrites, on les ôte en cassant les schistes qui les contiennent, parce qu'elles s'échauffent plus difficilement; il ne faut pas donner trop de chaleur, parce qu'il se formeroit du sulfate de fer. On ajoute dans la lessive de cette mine calcinée, une lessive de potasse, et on fait ensuite évaporer dans des chaudières de plomb qu'on chauffe avec du charbon de terre ou du bois, et quelquefois du schiste de la mine qu'on y mêle, lorsqu'il contient assez de charbon pour brûler. Les cendres servent alors à augmenter le tas de mine calcinée propre à faire

Il a les caractères suivans :

A. Il a une saveur astringente et douceâtre.

B. Il se dissout dans l'eau ; cinq parties à la température de 15° prennent une de sel ; mais l'eau chaude en dissout environ trois fois son poids.

C. Cette solution rougit les couleurs bleues végétales, ce qui prouve qu'elle contient un excès d'acide.

D. Quand on le mêle avec une solution de carbonate de potasse, il se produit une effervescence à cause de l'acide libre, qui empêche aussi que les premières portions d'alcali que l'on ajoute au sulfate d'alumine, n'occasionnent un précipité.

E. En ajoutant une nouvelle quantité d'alcali, l'alumine est précipitée.

F. Le sulfate d'alumine chauffé, se gonfle, perd sa forme régulière, et se convertit en une masse spongieuse sèche : mais d'après Vauquelin (*Annales de Chimie*, XXXVII, 91), tout son acide ne peut être chassé ainsi.

G. La combinaison d'acide sulfurique avec l'alumine

---

de l'alun. On mêle quelquefois des urines pourries avec la potasse que l'on jète dans la lessive pour contribuer à la saturer. On a alors du sulfate d'alumine de potasse et d'ammoniaque. En ajoutant une grande quantité d'alumine, on forme le *verre de Selenite de Baumé*, qui est presque sans saveur, insoluble, et cristallisé en cubes.

On mêle l'alun au suif pour donner plus de consistance à la chandelle ; les imprimeurs frottent leurs balles avec de l'alun calciné, pour que l'encre s'y attache. (*Note de M. Bornot.*)

Voyez sur la fabrication artificielle de l'alun, le mémoire de M. Curaudau. *Annal. de chimie*, LXXI, pag. 218.

(*Note du traducteur*)

est incapable de cristalliser, sans une addition de sulfate de potasse, ce sel se trouve dans presque tous les aluns du commerce. D'après Vauquelin, 100 parties d'alun en contiennent 49 de sulfate d'alumine sec, 7 de sulfate de potasse, et 44 d'eau; ou, 100 grammes sont composés de

Acide.....	30,52
Alumine...	10,50
Potasse....	10,40
Eau.....	48,58
	100,00

Il est probable que l'acide, dans l'analyse précédente, est porté un peu trop bas, car l'alun précipité par le muriate de barite, donne un poids égal de sulfate de barite, dont 100 parties contiennent 33,5 d'acide sulfurique; et par conséquent cette quantité existe dans le sulfate d'alumine.

L'alun ordinaire peut être porté à l'état de sel saturé, en faisant bouillir sa solution avec de l'alumine nouvelle et pure. Le composé a la forme d'une poudre blanche, insipide, très-difficilement soluble dans l'eau, qui ne cristallise pas, et n'est pas fusible par la chaleur.

H. L'alun est décomposé par le charbon, qui se combine avec l'oxigène de l'acide sulfurique, et laisse le soufre combiné à l'alumine. *Le Pyrophore d'Homberg* est formé par une combinaison d'alumine, de soufre et de charbon. Pour le préparer, on mêle parties égales d'alun en poudre, et de cassonade brune, on met le mélange sur le feu, et on l'agite jusqu'à ce qu'il soit parfaitement sec. Ce mélange refroidi, on le réduit en poudre fine, et on le met dans une fiole lutée avec de l'argile, à laquelle est fixé un tube de verre ouvert aux deux extrémités,

pour laisser échapper les gaz qui se produisent. La fiole doit être ensuite placée sur le feu, dans un creuset rempli de sable. Il se dégagera du gaz par le tube, et on l'enflammera avec un papier allumé. Quand la flamme cessera, on retirera le creuset du feu, et on mettra un peu d'argile humide sur l'ouverture du tube, pour empêcher l'accès de l'air dans la fiole. Quand elle sera froide, on ôtera le tube, et on le remplacera par un bouchon; la principale difficulté de l'opération, est de boucher précisément au moment où le pyrophore est formé; car si la chaleur a été continuée trop long-temps, le soufre est sublimé, et la préparation est manquée.

Quand le pyrophore est formé, il est noir et en poudre fine, il prend feu instantanément quand on le jette en l'air, et s'enflamme soudainement dans le gaz oxigène. Le sulfate de potasse paroît être essentiel à sa formation. D'après les expériences récentes de M. Davy, il ne paroît pas improbable que ce pyrophore peut contenir du sulfate de potassium. Cependant la partie principale des phénomènes, est due à la combustion du charbon extrêmement fin et très-divisé (1).

---

(1) M. Bewley a formé du pyrophore en remplissant presque entièrement le godet d'une pipe avec deux parties d'alun calciné, une de charbon et une de sel de tartre, pressant le tout et recouvrant avec du sable, exposant ensuite au rouge pendant trois quarts d'heures, et plus long-temps si l'on veut.

Il a fait aussi du pyrophore avec du charbon en poudre, et le double ou le triple de son poids de vitriol bleu ou vert calciné, ou de sulfate de zinc, ou un mélange de charbon avec du sulfate de potasse ou de soude bien calciné, ou avec de la potasse et du charbon.

On peut faire immédiatement du pyrophore en triturant en-

ART. IX. *Sulfate de Glucine.*

La glucine se combine facilement avec l'acide sulfurique, soit à l'état de pureté, ou à celui de carbonate. Le sel qui se forme est extrêmement soluble, à un tel point, que quand on l'évapore, il se prend sous la forme d'un sirop, sans cristalliser. Sa saveur est douce et ensuite astringente. Il est décomposé en entier à une moyenne température, et la terre reste à l'état de pureté. Il est aussi décomposé par le charbon. Il ne cède sa terre à aucun des acides, mais il est décomposé par tous les alcalis et les terres, l'alumine exceptée.

ART. X. *Sulfate de Zircone.*

Pour opérer la combinaison de la zircone avec les acides, il faut que cette terre soit nouvellement précipitée : car après avoir été séchée, elle ne se combine que très-difficilement.

Le sel résultant de l'union de l'acide sulfurique avec la zircone, est blanc, insoluble et insipide. Il est décomposé à une haute temperature; l'acide se dégage et laisse la terre pure. Il n'est pas décomposé par les autres acides; mais il cède son acide sulfurique aux alcalis, et à plusieurs des terres.

ART. XI. *Sulfate d'ittrya.*

L'acide sulfurique dissout facilement l'ittrya, et il se dégage du calorique pendant la combinaison. A mesure

---

semble dans un mortier 54 gram. de soufre, 36 gram de charbon de saule et 3 gram. de phosphore. (*Note de M. Bornot.*)

que la solution avance, le sulfate cristallise en petits grains brillans qui ont une saveur douceâtre, mais moins marquée que celle du sulfate de glucine. Il a une légère couleur rouge améthyste; il demande, pour se dissoudre, 30 parties d'eau à 15°, et il perd son acide quand on le chauffe fortement. Il est décomposé par l'acide oxalique, le prussiate de potasse, l'infusion de noir de galle et le phosphate de soude.

SECTION V.

Sulfites.

I. La combinaison de l'acide sulfureux avec les bases alcalines et terreuses, peut s'effectuer en faisant passer ce gaz dégagé des mélanges nécessaires (Sect. 2, *H*) au travers des bases dissoutes ou suspendues dans l'eau. Il faut placer un vase intermédiaire, comme on le voit *Pl.* III, *Fig.* 30 et 31, pour condenser l'acide sulfurique qui peut se dégager, et on doit renfermer la solution de l'alcali ou de la terre dans une bouteille à deux tubulures. La potasse, la soude et l'ammoniaque pures restent facilement en solution; mais la barite, la strontiane doivent être dissoutes dans l'eau bouillante, et la bouteille qui les contient, entourée d'eau chaude, jusqu'à ce que le gaz se dégage au travers de la solution. Quand la solution est saturée de gaz, on peut l'évaporer, et pour cela il est convenable de se servir d'un alambic couvert de son chapiteau, parce que les sels de cette classe changent facilement par l'action de l'air.

II. Les sulfites n'ont pas de propriétés particulières intéressantes qui méritent d'en faire une description

exacte dans un ouvrage destiné seulement à l'étude de la Chimie. J'énumérerai donc seulement les principaux, et je renvoie, pour une description plus étendue, aux IIe. et XXIVe. volumes des *Annales de Chimie*, et au Mémoire du D^r^. Thomson dans le *Journal de Nicholson*, VI, pag. 94. Ils ont les caractères génériques suivans :

1. Ils ont une saveur et une odeur désagréables, ressemblant à celle du soufre qui brûle.

2. Quand on les chauffe, ils perdent de l'acide sulfureux et de l'eau, et en approchant un corps enflammé, le soufre prend feu, et brûle avec vivacité.

3. Exposés à l'air dans l'état de solution, ils absorbent de l'oxigène, et se changent lentement en sulfates.

4. Traités par l'acide nitrique, il se dégage une vapeur rouge, et les sels se convertissent en sulfates. L'acide muriatique oxigéné produit le même effet. L'acide sulfurique concentré en dégage le gaz acide sulfureux qui peut être recueilli sur le mercure.

5. Quand ils sont parfaitement purs, ils ne précipitent pas par les solutions de barite ou de strontiane pures, ou par les sels de l'une de ces terres. S'il se fait un précipité, cela indique la présence d'une portion de sulfate.

Le sulfite de potasse cristallise en plaques rhomboïdales alongées, ou en aiguilles qui ont quelquefois une teinte jaunâtre légère. Il a une odeur et une saveur piquantes, et se dissout dans son poids égal d'eau froide, ou dans moins de son poids d'eau bouillante. A la température de 140° centigrades, il perd seulement environ 2 *pour cent;* mais quand il est chauffé plus fortement, il se décompose, et perd environ 22 *pour cent*,

dont 15 d'acide sulfureux, 5 de soufre et deux d'eau. Projeté dans un creuset rouge, il s'élève une flamme bleue, et son poids diminue dans la proportion que nous venons d'établir. Quand sa solution est exposée à l'air, ce sel attire lentement l'oxigène, et se convertit en sulfate de potasse. Ce changement a lieu plus rapidement dans le gaz oxigène, ou quand on le mêle avec des substances qui contiennent de l'oxigène en combinaison foible, comme l'acide nitrique et l'acide oxi-muriatique. D'après les expériences du Dr. Thomson, il contient sur 100 parties,

43,5	Acide.
54,5	Potasse.
2	Eau.
100,0.	

Le *sulfite de soude* forme des prismes tétraèdres comprimés avec des sommets dièdres. Il exige pour se dissoudre moins de son poids d'eau bouillante, et quatre fois son poids d'eau froide. Il s'effleurit à l'air beaucoup plus facilement que le sulfate de soude; il est composé, d'après le Dr. Thomson, de

31	Acide.
18	Soude.
51	Eau.
100.	

Le *sulfite d'ammoniaque* cristallise en prismes hexaèdres terminés par des pyramides avec le même nombre de côtés, ou en prismes rhomboïdaux avec des sommets trièdres. Il se dissout dans son propre poids d'eau froide, et dans moins de son poids d'eau bouillante. Il

tombe en déliquescence à l'air ; et en absorbant de l'oxigène, il se change en sulfate d'ammoniaque qui devient sec.

Le sulfite de barite, comme le sel formé par la même base avec l'acide sulfurique, est presque insoluble. Cependant, quand on y met un excès d'acide sulfureux (ce que l'on peut obtenir en dissolvant la poudre blanche dans l'acide sulfureux liquide), il forme des cristaux qui se dissolvent difficilement.

Le *sulfite de chaux* est aussi insoluble, mais il cristallise quand on le dissout dans l'acide sulfureux liquide : dans cet état, il exige 800 parties d'eau pour se dissoudre.

Le *sulfite de magnésie* diffère du sulfate de cette terre, en ce qu'il est beaucoup moins soluble dans l'eau, dont il exige 20 parties à la température ordinaire. L'eau chaude en prend une portion plus considérable, qui se dépose par le refroidissement.

Le *sulfite d'alumine* ne cristallise pas, mais il est sous forme d'une poudre blanche douce au toucher, insoluble dans l'eau, mais soluble dans un excès d'acide. Il contient, d'après le Dr. Thomson,

32	Acide.
44	Alumine.
24	Eau.
100.	

SECTION VI.

Composés binaires de soufre. — 1°. *Avec les alcalis;* — 2°. *avec l'hydrogène.*

Il y a trois combinaisons distinctes du soufre et de ses composés, avec les alcalis et les terres. La première consiste simplement en soufre uni avec une base alcaline ou terreuse, et a été appelée *sulfures*. La seconde est formée par l'union de l'hydrogène sulfuré avec les bases, et porte le nom d'*hydro-sulfures*. La troisième contient l'hydrogène sur-sulfuré uni aux bases, ce qui constitue les *sulfures hydrogurés*.

ART. Ier. *Sulfures.*

I. La combinaison du soufre avec les alcalis et les terres, peut être formée en fondant, dans un creuset couvert, parties égales de soufre et de l'alcali ou de la terre avec lesquels il doit être combiné. Ce composé doit être versé en fusion dans une capsule de fer ou sur une pierre plate, et renfermé dans une bouteille bien bouchée. Ces composés ont, pour la plus grande partie, une couleur brune-rougeâtre ou de foie, c'est pourquoi ils ont été nommés *Hepars*, ou *Foies de soufre*. Ils peuvent être formés aussi en fondant les sulfates alcalins ou terreux avec le charbon en poudre; mais dans ce cas, le sulfure contient ordinairement une portion d'acide carbonique et un peu de charbon.

Pour préparer le *phosphore de Canton*, en se servant de sulfure de chaux, placez dans un creuset des lits alternatifs d'écailles d'huitre calcinées et pulvérisées, et de soufre; exposez à une chaleur modérée, et ren-

fermez ensuite dans une bouteille garnie d'un bouchon de verre : ou, en suivant le procédé de Canton lui-même, mêlez trois parties d'écailles d'huitres calcinées pendant environ une heure, et pulvérisées, et une de soufre; tassez-les fortement dans un creuset et chauffez au rouge pendant environ une heure. Quand ce composé est froid, il a les mêmes propriétés que le phosphore de Bologne.

II. Les sulfures ont les propriétés suivantes :

A. Quand ils sont humides, ils ont une mauvaise odeur et une saveur désagréable.

B. Ils verdissent les couleurs bleues de violette comme les alcalis non combinés.

C. Ils noircissent la peau et d'autres substances animales.

D. Ils sont décomposés par tous les acides. Dans une machine de Nooth, versez une solution de sulfure alcalin, et faites-y passer un courant de gaz acide carbonique, dans l'espace de peu de jours le soufre sera précipité, et on obtiendra un carbonate alcalin. Cette décomposition a lieu instantanément en ajoutant à une solution de sulfure un acide puissant, comme l'acide sulfurique, l'acide nitrique, ou l'acide muriatique; on obtient alors un composé de l'alcali avec l'acide employé.

E. Les sulfures liquides absorbent le gaz oxigène; on peut s'en convaincre par l'expérience décrite ci-dessus (chap. V). Si on examine le changement qui a eu lieu, on trouvera que l'oxigène s'est combiné avec le soufre pour former de l'acide sulfurique, qui, en s'unissant à l'alcali, a donné naissance à du sulfate.

F. Quand on verse de l'acide muriatique étendu

dans une solution de sulfure de potasse ou de soude, il se fait une violente effervescence, et il se dégage un gaz très-dangereux. On peut recueillir ce gaz sur l'eau; il porte le nom de gaz hydrogène sulfuré.

Art. II. *Gaz hydrogène sulfuré.*

I. Ce gaz peut être obtenu de la manière précédente *F*, ou en mêlant trois parties en poids de limaille de fer et une de soufre, que l'on fond ensemble dans un creuset couvert. On met une partie de cette masse fondue dans une bouteille, et on y verse, de l'acide sulfurique ou de l'acide muriatique étendus, qui dégagent du gaz hydrogène sulfuré.

Le gaz hydrogène sulfuré peut être aussi formé en chauffant du soufre dans une cornue remplie de gaz hydrogène; en dissolvant ainsi du soufre, le volume de gaz n'est pas changé.

Quand on chauffe des métaux avec du soufre, il se dégage du gaz hydrogène sulfuré au moment de la combinaison.

II. Il a les propriétés suivantes :

A. Son odeur est extrêmement désagréable ; elle ressemble à celle des œufs pourris.

B. Il est inflammable et brûle tranquillement ou avec explosion, selon qu'il a été mêlé ou qu'il ne l'a pas été avec du gaz oxigène ou de l'air atmosphérique. Pendant cette combustion, il se forme de l'eau par la combinaison de l'hydrogène avec l'oxigène, et des acides sulfurique et sulfureux par celle de l'oxigène avec le soufre.

Quand trois parties d'hydrogène sulfuré sont mêlées avec deux de gaz nitreux, et que l'on met le feu

à ce mélange, il brûle avec une flamme verte-jaunâtre.

C. Il ternit l'argent, le mercure et les autres métaux polis, et noircit immédiatement le fard.

D. Il est absorbé par l'eau qui en dissout son propre volume, et acquiert ainsi l'odeur de ce gaz. C'est ce même gaz qui donne en général aux eaux sulfureuses, et à eaux naturelles leur odeur désagréable.

E. L'eau saturée de ce gaz rougit la couleur des violettes, et produit alors le même effet qu'un acide. A cause de cette propriété et de quelques autres, les Chimistes allemands ont proposé de lui donner le nom d'*Acide hydro-thionique.*

F. L'eau saturée de gaz hydrogène sulfuré, exposée à l'air atmosphérique, se recouvre d'une pellicule de soufre. Le soufre se dépose même quand l'eau est enfermée dans des bouteilles bien bouchées.

G. Par l'addition de quelques gouttes d'acide nitrique ou d'acide nitreux à la solution aqueuse de ce gaz, le soufre se précipite à l'instant.

H. Ce gaz, comme on le verra dans la suite, est décomposé par le *gaz acide nitrique oxigéné*, et il se précipite du soufre.

I. Il est décomposé aussi quand on le mélange avec l'air atmosphérique, dont l'oxigène se combine avec l'hydrogène pour former de l'eau, et le soufre est séparé.

K. Un courant d'étincelles électriques précipite le soufre, et le volume du gaz reste sans altération.

L. Quand le gaz hydrogène sulfuré et le gaz acide sulfureux sont mêlés ensemble, l'hydrogène du premier s'unit avec l'oxigène du second, et le soufre des deux gaz se précipite.

M. Il est décomposé quand on le fait passer sur du charbon en ignition, et il se convertit en gaz hydrogène carburé.

N. L'hydrogène sulfuré, d'après Thénard, est composé sur 100 parties, de 29 d'hydrogène et de 71 de soufre; et d'après lui, 1 décimètre cube à 16° et 760 millim. pese 1,498. M. Kirwan (*Philos. Transact.* 1786) établit le poids de la même quantité de gaz à la température de 16°, et 760 millim. de pression à 1,3495. D'après le même Chimiste, 100 parties de ce gaz consistent en

89	Soufre.
11	Hydrogène.
100.	

Ce résultat diffère tellement de celui de Thénard, que l'on peut soupçonner de l'inexactitude dans l'un des deux et peut-être dans les deux.

D'après les nouvelles expériences de M. Davy (*Phil. Transact.*), il paroît que le gaz hydrogène sulfuré contient un volume de gaz hydrogène égal au sien. Il considere 1 décimètre cube comme pesant 1,250 : d'où l'on peut conclure que 100 parties contiennent environ 6,5 d'hydrogène et 93,5 de soufre.

O. A l'état de gaz ou de solution aqueuse, il précipite toutes les dissolutions métalliques, excepté celles de fer, de nickel, de cobalt, de manganèse, de titane et de molybdène.

P. Il est absorbé en grande quantité par les alcalis et les terres, excepté l'alumine et la zircone. Ces combinaisons alcalines et terreuses sont appelées *Hydrosulfures.*

M. Davy a observé dans l'action du potassium sur l'hydrogène sulfuré, quelques phénomènes curieux, qui semblent annoncer que le gaz lui-même, ou le soufre qui y est dissous, contiennent de l'oxigène comme un de leurs élémens.

Le potassium brûle rapidement quand on le chauffe dans l'hydrogène sulfuré; son inflammabilité est détruite par cette opération, et il se trouve converti en sulfure, qui, à cause de ses propriétés, paroît être un peu oxigéné.

ART. III. *Hydro-sulfures.*

Dans son union avec les bases alcalines et terreuses, le gaz hydrogène sulfuré paroît remplir en grande partie les fonctions d'un acide, et par là il présente une exception importante à la théorie de l'acidification; car, dans ce cas, un corps qui, s'il contient de l'oxigène, n'en contient qu'une proportion extrêmement petite, possède quelques-uns des caractères les plus importans des acides, c'est-à-dire, la propriété de rougir les couleurs bleues végétales, et de se combiner avec les alcalis.

I. Les hydro-sulfures peuvent être formés en faisant passer du gaz hydrogène sulfuré, au moment où il se dégage des matériaux qui le fournissent, au travers d'une solution de base alcaline ou terreuse; ou la base, quand elle est insoluble, peut encore être suspendue dans l'eau par une agitation mécanique.

II. Les hydro-sulfures présentent plusieurs propriétés communes à tous les genres.

1.° Ils sont tous solubles dans l'eau, et leur solution récente est incolore. Cependant par leur exposition à

l'air, ils deviennent d'abord verts, ou jaune-verdâtres, et il se dépose du soufre sur les parois du vase. Les bouteilles de verre qui contiennent cette solution, deviennent noires à l'intérieur, à cause de la combinaison du soufre avec l'oxide de plomb contenu dans le verre.

2. Après une longue exposition à l'air, la solution perd entièrement sa couleur, et devient parfaitement limpide. En l'examinant, on trouve qu'elle consiste en une combinaison d'acide sulfurique avec la base de l'hydro-sulfure. Cet effet est dû à l'absorption de l'oxigène, que tous les hydro-sulfures enlèvent à l'air; à la formation d'un sulfite, et la conversion de celui-ci en sulfate, par une oxigénation ultérieure. D'après cela, quand on renferme en contact l'un avec l'autre, une quantité donnée d'air atmosphérique, et d'hydro-sulfure, celui-ci opère une diminution de volume, et on peut l'employer pour connoître la proportion d'oxigène. Ils absorbent en outre le gaz oxigène pur.

3. Quand on verse un acide dans un hydro-sulfure, le gaz hydrogène sulfuré se dégage, et il ne se dépose pas de soufre. Cette propriété de ne pas précipiter de soufre, distingue les hydro-sulfures des sulfures, et des sulfures hydrogurés. L'acide que l'on emploie doit retenir fortement son oxigène, ainsi que l'acide sulfurique ou l'acide muriatique; autrement il est probable qu'il seroit décomposé. Un hydro-sulfure qui a été exposé quelques jours à l'air, donne, quand on le traite de cette manière, du gaz acide sulfureux, outre le gaz hydrogène sulfuré.

4. Les dissolutions d'hydro-sulfures précipitent toutes les dissolutions métalliques. Elles précipitent aussi de

leurs dissolutions, l'alumine et la zircone, mais non pas les autres terres.

5. Les hydro-sulfures sont, pour la plupart, susceptibles de cristalliser régulièrement.

L'hydro-sulfure de potasse forme des cristaux larges et transparens, qui ne ressemblent pas à ceux de sulfate de potasse, mais qui ont la forme de prismes à quatre pans, terminés par quatre faces, ou des prismes à six pans terminés par six faces. Il est déliquescent, et se convertit en sirop épais qui verdit la peau. Il se dissout facilement dans l'eau et dans l'alcool, en produisant du froid; quand on verse des acides étendus dans sa solution, il se fait une effervescence vive; mais il ne se dépose pas de soufre.

L'hydro-sulfure de soude est un composé qui présente quelque importance, parce qu'il se produit avec le carbonate de soude, dans plusieurs opérations où l'on décompose le sulfate de soude (1). Il est d'abord transparent, incolore, et cristallise en prismes à quatre pans terminés par quatre faces. Il a une saveur âcre et alcaline, qui devient ensuite très-amère. Sa solution est incolore, mais elle teint la peau ou le papier en vert. Les acides y produisent une effervescence vive sans dépôt de soufre, si ce n'est l'acide nitrique ou l'acide oxi-muriatique, qui oxident l'hydrogène et précipitent le soufre.

Vauquelin a proposé pour distinguer ces deux hydro-sulfures, qui se ressemblent beaucoup, l'essai suivant. L'hydro-sulfure de potasse ajouté dans une solution de sulfate d'alumine, occasionne une cristallisation d'alun,

(1) *Annales de chimie*, LXIV, pag. 59.

mais quand on emploie celui de soude, il ne produit pas d'action.

L'hydro-sulfure d'Ammoniaque peut être formé par le mélange direct de gaz ammoniac et d'hydrogène sulfuré sur le mercure. Mais pour l'usage pratique, il est mieux de le préparer, en mettant une solution d'ammoniaque pure dans la machine de Nooth, et y faisant passer un courant de gaz hydrogène sulfuré, jusqu'à ce que le liquide acquierre une couleur jaune. Il constitue dans cet état, l'ammoniaque *hépatisé*, si fortement vanté pour le traitement des diabètes.

Les hydro-sulfures de barite et de strontiane cristallisent; ils sont d'un bleu de lait, et se dissolvent facilement dans l'eau (1).

L'hydro-sulfure de chaux se forme en faisant passer de l'hydrogène sulfuré au travers de l'eau, dans laquelle on a délayé de la chaux. Ce composé est soluble dans l'eau, et a les propriétés générales des hydro-sulfures.

Art. IV. *Hydrogène sur-sulfuré, et Sulfures hydrogurés.*

On obtient l'hydrogène sur-sulfuré, en versant de l'hydro-sulfure de potasse, peu à peu, dans de l'acide muriatique. Il se dégage seulement une petite quantité de gaz, et tandis que la plus grande partie du soufre se précipite, une portion se combine avec l'hydrogène sulfuré, prend l'apparence d'une huile, et se dépose au fond du vase. Ou, dissolvez du soufre dans une solution bouillante de potasse pure, et versez environ un volume égal de cette liqueur, dans une fiole qui contient $\frac{1}{3}$ de sa

(1) *Annales de chimie*, LXXII, pag. 181.

capacité d'acide muriatique, de 1,07 de pesanteur spécifique. Bouchez la fiole, et agitez-la, le soufre hydroguré se précipitera graduellement. Il a les propriétés suivantes :

I. Chauffé fortement, il s'en dégage du gaz hydrogène sulfuré; le sur-sulfure perd sa fluidité, et il laisse un résidu, qui consiste principalement en soufre.

II. Il se combine avec les alcalis et les terres, et forme avec ces corps, une classe de substances appelées sulfures hydrogurés.

Les sulfures ne peuvent se conserver tels qu'ils sont, que dans l'état sec; car du moment qu'ils se dissolvent dans l'eau, ils commencent à se décomposer : il se forme alors de l'hydrogène sulfuré, lequel s'unissant avec une dose additionelle de soufre, forme de l'hydrogène sur-sulfuré, qui s'unissant avec la base, forme un sulfure hydroguré. D'après cela, les sulfures sont changés en partie par leur solution en sulfures hydrogurés; cependant la solution contient une portion si considérable de sulfure, que nous pouvons la considérer en partie, comme du sulfure liquide : à cause de cette propriété, les acides précipitent une portion considérable de soufre. Un caractère qui distingue aussi les solutions de cette espèce, est que le soufre se précipite, quand on fait passer au travers, du gaz hydrogène sulfuré.

D'après Proust, quand on place de l'oxide rouge de mercure dans ces solutions, l'hydrogène sulfuré se dégage, et il reste un sulfure liquide pur, duquel les acides précipitent du soufre sans effervescence.

III. Les sulfures hydrogurés peuvent être formés aussi, en faisant bouillir dans une quantité d'eau suffisante, la terre ou l'alcali avec des fleurs de soufre. On

peut de cette manière convertir en sulfures hydrogurés, des solutions de potasse et de soude, de barite et de strontiane pures. Pour préparer celui de chaux, mêlez cette terre pulvérisée avec du soufre : faites bouillir dans une quantité d'eau suffisante, et filtrez la solution. On peut préparer comme il suit le sulfure hydroguré d'ammoniaque, dont la base ne peut, à cause de sa forme liquide, former un sulfure : mêlez ensemble dans un mortier, trois parties d'hydrate de chaux, une partie de muriate d'ammoniaque, et une de fleurs de soufre; introduisez le mélange dans une cornue, et adaptez un récipient; poussez la distillation à un feu vif. La liqueur qui passera d'abord (et que l'on a connue long-temps sous le nom de *liqueur fumante de Boyle*), a une couleur jaune claire, et fume à l'air; le second produit, a une couleur plus foncée, et n'est pas fumant; quand il commence à paroître, on retire le feu.

Un procédé plus simple pour former les sulfures hydrogurés, consiste à faire digérer à une chaleur modérée, un hydro-sulfure avec du soufre en poudre, dont une portion se dissout dans l'hydrogène sulfuré.

Les sulfures hydrogurés ont les propriétés suivantes :

1. Ils ont une couleur jaune verdâtre foncée, une saveur extrêmement amère, une odeur très-désagréable.

2. Quand on les garde dans des vases fermés, ils déposent du soufre, ils deviennent plus transparens et moins colorés, et enfin ils ont une odeur moins désagréable.

3. Ils absorbent rapidement le gaz oxigène et celui de l'air atmosphérique. De là leur emploi comme eudiomètres. (Voyez CHAP. V, SECT. 4).

4. Ils sont décomposés par l'addition d'acide sulfurique, muriatique et de plusieurs autres acides. Il s'en dégage du gaz hydrogène sulfuré, et il se dépose du soufre.

Les sulfures hydrogurés de potasse et de soude diffèrent l'un de l'autre. Ils peuvent être formés en faisant bouillir des solutions de potasse ou de soude pures, avec des fleurs de soufre. Quand ils sont concentrés, ils ont une couleur brune rougeâtre foncée, une saveur nauséabonde, une odeur désagréable; ils sont savonneux au toucher, et teignent la peau en noir : quand on les expose à l'air il se forme une pellicule de soufre à leur surface, et quand ils ont été exposés pendant long-temps, ils sont changés en sulfates. Quand on y verse un acide, il se précipite du soufre, qui lavé suffisamment avec de l'eau, et séché, est presque blanc, et constitue ce qu'on a appelé soufre précipité, lait, ou magister de soufre.

Le sulfure hydroguré d'ammoniaque, peut être formé par le procédé que nous avons décrit, ou en faisant digérer de l'hydro-sulfure d'ammoniaque avec du soufre, dont il se dissout une portion.

Le sulfure hydroguré de barite s'obtient en faisant bouillir des cristaux de barite pure, avec un quart de leur poids de soufre, et une quantité d'eau suffisante. Il se forme deux composés, c'est-à-dire, du sulfure hydroguré, qui a une couleur rouge et reste en solution, et des cristaux incolores que l'on croit être de l'hydro-sulfure de barite. La strontiane forme des composés semblables.

Le sulfure hydroguré de chaux, se forme en faisant bouillir de l'hydrate de chaux avec un tiers de son poids

d'eau. Ce composé a une couleur orange foncée, et est important, par son emploi comme moyen eudiomètrique.

Soufre hydroguré liquide.

On connoissoit depuis quelque temps l'existence d'un soufre carburé liquide, ou composé de carbone et de soufre; principalement d'après les expériences de Clément et Desormes, qui donnèrent ce nom à une substance découverte par Lampadius. Elle a été cependant examinée depuis avec beaucoup de soin par Berthollet fils (1), qui a prouvé, comme Lampadius le supposoit, que c'étoit une combinaison d'hydrogène et de soufre, sans que le carbone fût essentiel à sa constitution.

Pour préparer cette substance, on place un tube de porcelaine rempli en partie de petits morceaux de charbon dans un fourneau, comme il est représenté Pl. IV, Fig. 40 *c c*, en élevant une extrémité plus que l'autre; à l'extrémité élevée est adapté un tube ouvert aux deux bouts, et contenant un petit bâton de soufre; à l'autre extrémité est placé un tube recourbé, qui se rend dans une bouteille à deux tubulures où il y a de l'eau. On fait roûgir alors la partie du tube qui contient le charbon, et quand elle est arrivée à ce point, on pousse dans le tube au moyen d'un fil de fer, les morceaux de soufre, ayant soin d'empêcher l'entrée de l'air. A mesure que le soufre se trouvera en contact avec le charbon, il se produira une grande quantité de bulles de gaz, et on verra paroître une vapeur qui se condensera en liquide, dans l'eau de la bouteille. Ce liquide a plusieurs propriétés remarquables.

(1) *Annales de chimie*, LXI, pag. 127.

1. Il est à peu près transparent comme l'eau, sa pesanteur spécifique est d'environ 13 à 10; quand on l'agite dans une fiole, il adhère en gouttes comme l'huile, sur ses parois. Son odeur est semblable à celle de l'hydrogène sulfuré, mais elle est plus piquante. Il est extrêmement volatil, et quand on en verse sur la main, il produit un sentiment de froid par sa prompte évaporation. Introduit dans une quantité d'air donnée, il en augmente le volume, et le mélange brule avec une flamme bleue, et sans explosion. Si on emploie le gaz oxigène dans cette opération, la détonation est très-violente.

2. Par sa combustion il se consomme en entier, sans produire d'acide carbonique; l'acide oxi-muriatique en précipite du soufre. Avec les solutions alcalines, il forme des sulfures hydrogurés. Par la distillation, à une basse température, il donne du gaz hydrogène sulfuré; et il reste dans la cornue, un composé qui devient solide en refroidissant.

Il n'y a donc pas de doute alors, que ce fluide singulier, ne soit composé seulement d'hydrogène et de soufre; mais il reste à déterminer leurs proportions précises, par des expériences plus exactes. Il paroît d'après les observations de M. Berthollet fils, que l'hydrogène et le soufre sont susceptibles de s'unir en plusieurs proportions, et que la densité du composé est réglée probablement, par la quantité d'hydrogène qu'il contient. Plus est grande la proportion d'hydrogène, plus le composé est élastique : tandis que la prédominance du soufre lui donne une forme plus ou moins approchant de la solidité.

CHAPITRE XIII.

Combinaison du nitrogène avec l'oxigène, constituant l'acide nitrique, le gaz nitreux, l'oxide nitreux, et composés de l'acide nitrique avec les alcalis.

QUAND les gaz nitrogène et oxigène sont mêlés ensemble, en quelque proportion que ce soit, la combinaison n'a pas lieu. Le résultat est un mélange des deux gaz, qui ne se sépare pas comme les fluides non élastiques, par le repos; mais qui restent au contraire dissous l'un dans l'autre. Il en est de même de l'air atmosphérique; et il est heureux que la nature ait eu une telle prévoyance : car ce mélange contient les élémens de plusieurs combinaisons, qui si elles existoient à l'état libre, seroient nuisibles à la vie des animaux et des végétaux. Cependant quand l'un ou l'autre de ces gaz, est dans un état de condensation, ou privé d'une partie du calorique qui éloigne ses parties les unes des autres; les deux gaz s'unissent et forment des composés, distingués par des propriétés frappantes. D'après les proportions dans lesquelles l'oxigène et le nitrogène existent dans ces composés, leurs propriétés souffrent des variations remarquables; de sorte que de deux corps simples ou élémentaires, qui s'unissent diversement, nous obtenons plusieurs composés, entièrement différens les uns des autres, par leurs caractères extérieurs, aussi bien que par leurs propriétés chimiques.

Avant de décrire en détail les composés d'oxigène et de nitrogène, nous donnerons une idée générale de chacun d'eux. Quelques-uns existent essentiellement à l'état aériforme, et ne sont capables de s'unir avec l'eau et d'autres liquides, qu'en des proportions très-petites. D'autres se combinent à l'eau d'une manière si forte, que c'est seulement sous forme liquide, qu'ils se présentent à nos observations. Quand ils sont entièrement privés d'eau, ils sont tous à l'état gazeux.

Les composés du nitrogène, (en faisant abstraction de l'air atmosphérique) classés en raison inverse de l'oxigène qu'ils contiennent, occupent l'ordre suivant: Oxide nitreux; oxide nitrique ou gaz nitreux; acide nitreux ou vapeur nitreuse; acide nitrique; et acide oxinitrique (1): ce dernier contient par conséquent la plus grande proportion d'oxigène. Les deux premiers sont à peine solubles à l'eau; mais les trois derniers s'y unissent en grandes proportions, et forment des composés liquides, d'une saveur et de propriétés acides très-fortes.

La table suivante présente la composition de trois de ces corps, dont le calcul est fondé sur les expériences de M. Davy.

---

(1) J'ai parlé de ce composé sur l'autorité de M. Dalton, dont les argumens pour son existence paroîtront dans la seconde partie de son *New system of chemical phylosophy*. Ces argumens dérivent principalement de ses expériences propres, sur les proportions dans lesquelles le gaz nitreux et l'oxigène se combinoient, proportions qui diffèrent beaucoup de celles assignées par Gay-Lussac.

	PROPORTIONS des élémens en poids.		PROPORTIONS en volumes.	
	Nitrogène.	Oxigène.	Nitrogène.	Oxigène.
Oxide nitreux	63,30	36,70	100	49,5
Gaz nitreux.....	44,05	55,95	100	108,9
Acide nitrique....	29,50	70,50	100	204,4

D'après Gay-Lussac, si les nombres de la quatrième colonne ne sont pas des multiples simples de la troisième, c'est aux inexactitudes inévitables dans les opérations délicates, qu'il faut attribuer cette irrégularité apparente. Cela a été prouvé par expérience pour l'un des cas, par M. Bérard, qui en opérant la combustion du potassium, dans 100 mesures de gaz oxide nitreux, a obtenu exactement 50 mesures de nitrogène. D'après cela la table étant corrigée, nous aurons le résultat suivant :

	MESURES DE	
	Nitrogène.	Oxigène.
L'oxide nitreux consistant en	100	50
Le gaz nitreux.....	100	100
L'acide nitrique.....	100	200

Ou, ce qui est la même chose, nous pouvons considérer l'acide nitrique comme formé de 200 mesures de gaz nitreux, et 100 mesures d'oxigène.

A ces trois composés, Gay-Lussac en a ajouté un quatrième, qu'il pense que l'on doit considérer comme une combinaison distincte. Nous le décrirons par la suite sous le nom de vapeur acide nitreuse. D'après lui, il consiste par mesure en

Gaz nitreux.	Gaz oxigène.
300	100

Et comme le gaz nitreux lui-même contient la moitié de son volume de gaz oxigène, la vapeur acide nitreuse doit être formée par l'union de 150 mesures de nitrogène et de 250 mesures d'oxigène, et elle consistera donc en poids, en

34,507	Nitrogène.
65,493	Oxigène.

Dans tous ces composés, les élémens sont dans un état de condensation, excepté dans le gaz nitreux, dans lequel Gay-Lussac suppose qu'ils existent dans le même état que dans les gaz oxigène et nitrogène. Par exemple, comme 100 mesures de gaz nitrogène et 50 de gaz oxigène forment l'oxide nitreux, et que la condensation est de 50 mesures, nous obtenons seulement 100 mesures de gaz oxide nitreux.

L'observation de cette coïncidence entre les proportions des élémens dans les composés de nitrogène et d'oxigène, est que ces nombres sont de simples multiples l'un de l'autre. Gay-Lussac a examiné jusqu'où cette loi peut s'appliquer aux autres corps gazeux. Dans quelques autres cas, il a trouvé que ces faits concourent à établir la conclusion générale, que les fluides aériformes s'unissent aux mesures qui sont des multiples simples l'un de l'autre; et que lorsqu'on peut éviter toute inexactitude dans les expériences, ils ne se combinent pas dans des proportions intermédiaires entre celles-ci. La contraction de volume produite dans leur combinaison, suit aussi, à ce qu'il suppose, quand elle a lieu, une loi générale. Dans les composés du gaz oxigène, par exemple, la condensation est celle du gaz oxigène.

Ces faits ont une telle coïncidence avec ceux observés par M. Dalton, qu'ils en acquièrent un degré de certitude de plus, et il n'est pas impossible de penser qu'on a pu y être conduit par les principes développés dans l'ouvrage de ce Savant, *new System of chemical philosophy*.

SECTION PREMIÈRE.

Acide nitrique.

I. La combinaison directe du nitrogène et de l'oxigène, présente une preuve synthétique décisive de la nature de cet acide; elle peut s'effectuer en faisant passer des étincelles électriques au travers d'un mélange de gaz oxigène et nitrogène. Cette expérience est extrêmement longue, et exige pour sa réussite une machine électrique très-puissante; mais ceux qui voudront la répéter, pourront procéder de la manière suivante :

Remplissez le tube (*Fig.* 29, *Pl.* II) de mercure, et le placez sur la cuve hydrargiro-pneumatique; faites-y passer une portion d'air atmosphérique, ou un mélange artificiel de nitrogène et d'oxigène dans la proportion d'une du premier, et de deux du second. Introduisez dans le tube un fil de fer surmonté d'un autre fil de platine, de manière que ce dernier métal soit seul en contact avec les gaz, et placez l'extrémité de ce tube à la distance d'environ 2 millimètres de l'extrémité supérieure. Quand l'appareil sera ainsi disposé, faites passer un courant d'étincelles ou de décharges électriques au travers du gaz pendant plusieurs heures; le mélange diminuera de volume, il rougira le papier

de litmus, et présentera distinctement l'odeur de l'acide nitrique. Si on répète l'expérience en mettant en contact avec le gaz quelques gouttes de solution de potasse pure, on obtiendra une combinaison d'acide nitrique avec la potasse.

Nous devons cette expérience intéressante à M. Cavendish, qui découvrit ce fait dans l'année 1785 (*Phil. Transact.* LXXV). Les proportions qu'il a trouvé être nécessaires à cette saturation mutuelle, sont cinq parties d'oxigène et trois d'air atmosphérique, ou neuf parties d'oxigène et trois de gaz nitrogène. Il ne se dégage ni lumière ni chaleur dans cette expérience, qui s'opère graduellement et très-lentement.

Nous établirons à l'article du *Gaz nitreux* une autre preuve synthétique de la production d'acide nitrique. Elle est fournie par la formation du gaz nitreux, et enfin de l'acide nitrique, quand on met de l'ammoniaque en contact avec de l'oxide noir de manganèse.

Cependant, pour les expériences et les arts, l'acide nitrique est préparé d'une manière différente, c'est-à-dire, par la décomposition du nitrate de potasse de la manière que nous allons décrire.

II. L'analyse de cet acide peut être obtenue en faisant passer sa vapeur par un tube de porcelaine rouge (*Fig.* 40, *cc*, *Pl.* IV), et recevant les gaz qui le produisent, et qui sont un mélange de gaz nitrogène et oxigène.

III. L'acide nitrique a les propriétés suivantes :

A. Il est plus pesant que l'eau, dans la proportion de 1,5 à 1.

Sous cette forme cependant il contient une portion

d'eau considérable. L'acide nitrique pur peut être considéré comme un corps gazeux, dont la pesanteur spécifique comparée avec l'air commun est de 2,440 : 1000 centimètres cubes à 16° centigrades et 760 millimètres de pression, pesent, d'après M. Davy, 4,7103 grammes ou en amenant la température à 15°, ils pèsent 4,8420 grammes. Ce gaz condensé par l'eau, dont il contient diverses proportions, comme on le voit par la table suivante de M. Davy, constitue l'acide nitrique liquide.

TABLE des quantités d'acide nitrique réel dans les solutions de diverses densités.

100 parties d'acide nitrique de la pesanteur spécifique de	CONTIENNENT	
	ACIDE RÉEL (1).	EAU.
1,5040	91,55	8,45
1,4475	80,39	19,61
1,4285	71,65	28,35
1,3906	62,96	37,04
1,3551	56,88	43,12
1,3186	52,03	47,97
1,3042	49,04	50,96
1,2831	46,03	53,97
1,2090	45,27	54,73

(1) On peut trouver ainsi les quantités d'oxigène et d'azote dans une solution. Soit a = l'acide réel, x l'oxigène, et y l'azote;

$$\text{Alors } x = \frac{2,389a}{3,389} \text{ et } y = \frac{a}{3,389}.$$

B. L'acide nitrique gazeux pur, d'après ce Chimiste, contient sur 100 parties 29 $\frac{1}{2}$ d'azote et 70 $\frac{1}{2}$ d'oxigène. Il est probable que cette approximation approche le plus de la vérité, qu'aucune de celles qui ont été établies jusqu'à présent; elle diffère peu des proportions que l'on déduit des expériences de Cavendish, c'est-à-dire, 27,8 de nitrogène et 72,2 d'oxigène. Lavoisier a obtenu des résultats qui s'éloignent beaucoup de ceux-ci, et qui font consister l'acide nitrique en 20 de nitrogène et 80 d'oxigène.

C. La solution aqueuse est parfaitement limpide et incolore.

D. Il teint la peau en jaune.

E. Il bout à 110° centigrades, et peut être distillé sans un changement essentiel.

F. L'acide nitrique peut être gelé par une diminution considérable de température. Comme l'acide sulfurique, il a un point de densité auquel il se congèle plus facilement. M. Cavendish l'a fait connoître, non par sa pesanteur spécifique, mais par la quantité de marbre qu'il est capable de dissoudre. Il se gèle à 2° sous 0° centigr., quand il dissout $\frac{412}{1000}$ de son poids de marbre. Quand il est beaucoup plus fort et susceptible d'en prendre $\frac{541}{1000}$, il demande d'être refroidi à 41,6; et quand il est tellement délayé qu'il n'en dissout que $\frac{276}{1000}$, il ne se congèle qu'à 40,3. (*Philos. Transac.* 1788).

G. Il attire l'humidité de l'air, et augmente en poids, tandis que la pesanteur spécifique diminue.

H. Quand on délaye promptement deux parties d'acide avec une d'eau, il se produit une élévation de température d'environ 46° centigrades. En ajoutant plus d'eau à cet acide, la température s'abaisse. De la

neige ou de la glace ajoutées à cet acide se liquéfient instantanément, et il se produit un degré de froid intense.

I. Il se colore par son exposition à la lumière du soleil, passe d'abord à une couleur jaune pâle, puis à l'orangé foncé. Cet effet a lieu par l'union de la lumière avec l'oxigène, en conséquence de laquelle la proportion de principe acidifiant est diminuée par rapport au nitrogène.

En l'exposant aux rayons du soleil dans une bouteille à gaz dont le tube se termine sous l'eau, on peut recueillir du gaz oxigène.

K. Cet acide retient son oxigène avec peu de force. Par cette raison, il est décomposé par tous les combustibles qui s'oxigènent plus ou moins rapidement, selon leur affinité pour l'oxigène.

1. Mis en contact avec l'hydrogène à une haute température, il se fait une détonation violente. Cette expérience exige donc de grandes précautions.

2. Versé sur du charbon en poudre parfaitement sec, il produit la combustion, devient rouge, et dégage une très-grande quantité de fumée.

3. Il enflamme aussi les huiles essentielles (comme celle de thérébentine et de girofle) lorsqu'on l'y verse promptement. Dans ces expériences on doit verser l'acide avec une bouteille attachée au bout d'un long bâton, sans quoi l'on pourroit craindre d'avoir la figure ou les yeux blessés.

4. L'acide nitrique est décomposé quand on le fait bouillir avec du soufre, qui attire l'oxigène, et forme de l'acide sulfurique.

L. L'acide nitrique est aussi décomposé par les métaux, comme le fer, le zinc, l'étain, le cuivre, etc.

et avec des phénomènes différens, selon leur affinité pour l'oxigène. On peut se convaincre de ce fait en versant de l'acide nitrique concentré sur de la limaille de fer ou de l'étain en poudre. Il se produira un dégagement de chaleur très-violent avec des fumées rouges, et les métaux seront oxidés.

M. Si l'action des métaux sur l'acide nitrique est plus modérée, on obtient un nouveau produit à l'état gazeux. Etendez de l'acide nitrique avec son poids égal d'eau, et dissolvez-y de la tournure de cuivre ou du mercure, en chauffant, si cela est nécessaire; opérez dans une bouteille à gaz, et recevez le produit sur l'eau, c'est le gaz nitreux ou l'acide nitrique.

SECTION II.

Gaz nitreux ou oxide nitrique.

Les propriétés de ce gaz sont les suivantes :

A. Il est permanent sur l'eau, mais il est absorbé en petite quantité en l'agitant avec de l'eau récemment bouillie et refroidie. (*Voyez la table dans l'Appendice*). Cette solution, d'après Lagrange (vol. I, pag. 131), est convertie, au bout d'un long espace de temps, en nitrate d'ammoniaque, en conséquence de la décomposition de l'eau.

Le gaz nitreux est plus léger que l'air atmosphérique; 1 décimètre cube à 13° et 760 mill. pèse 1,3495 gram., et à 16° et la même pression, il pèse, 1,3303 gram. (Davy).

B. Quand il a été bien lavé avec de l'eau, il n'est pas acide, il ne rougit pas la couleur du litmus. On peut s'en convaincre en introduisant un morceau de papier teint avec cette substance, dans une cloche de

gaz nitreux, renversée sur l'eau. Pour cela, le papier doit être placé à l'extrémité d'un tube de verre ou d'un petit bâton ; la couleur n'éprouvera pas de changement.

C. Il éteint les bougies, et est nuisible aux animaux. Cependant du pyrophore d'Homberg s'y enflamme ; du charbon ou du soufre en combustion, introduits dans ce gaz, continuent d'y brûler avec violence.

D. Mêlé avec du gaz hydrogène, il procure à sa flamme une couleur verte. Mais il ne détone pas avec le gaz hydrogène, ni avec les variétés d'hydrogène carburé, en quelque proportion qu'il y soit mêlé. Mélangé avec l'ammoniaque, il détone quand on y fait passer une étincelle électrique, comme je l'ai fait voir dans les *Transactions Philosophiques* pour 1808. Les proportions nécessaires pour une saturation mutuelle sont d'environ 120 mesures de gaz nitreux et 100 d'ammoniaque.

E. Quand on le mêle avec le gaz oxigène, il devient rouge, et il se produit de la chaleur, il se fait une condensation ; et si les deux gaz sont purs et dans les circonstances convenables, ils disparoissent entièrement. Dans le même temps, il y a de l'acide nitreux régénéré.

F. Le même effet a lieu d'une manière moins frappante avec l'air atmosphérique, et la diminution est proportionnelle à la quantité de gaz oxigène qu'il contient. C'est sur ce principe de sa condensation avec l'oxigène, et non avec les autres gaz, qu'est fondée l'application du gaz nitreux aux expériences *eudiométriques*, pour connoître la pureté de l'air. Quelques erreurs dans l'emploi de ce mode avoient fait croire jusqu'ici que l'on avoit à tort donné confiance au résultat qu'il fournit ; mais cependant nous savons que M. Dal-

ton a constamment employé le gaz nitreux pour déterminer la pureté de l'air, et qu'il a obtenu des résultats parfaitement exacts :

Il a bien voulu nous donner la communication suivante (1).

« Pour employer le gaz nitreux avec exactitude dans « l'eudiométrie, il est nécessaire de prendre les gaz dans « un état très-rare, c'est-à-dire, contenant trois ou « quatre fois leur volume de gaz azote (comme ils existent « dans l'atmosphère), ou de tout autre gaz sur lequel « le gaz nitreux et l'oxigène n'agissent pas. Dans ce « cas, si on emploie un excès d'un gaz, l'autre est en « peu de minutes absorbé en entier, et en proportions « constantes, quelle que soit la forme du vase ou la ma- « nière de mêler les gaz. La proportion est de 1 d'oxi- « gène à 1,7 de gaz nitreux ; ainsi les 10,27^{es} de la dimi- « nution sur l'eau, sont dus à l'oxigène, et 17,27^{es} au « gaz nitreux. Il est nécessaire aussitôt que la plus grande « diminution a eu lieu, de faire passer le mélange au « travers de l'eau, dans un tube de verre gradué, et « sans agitation.

---

(1) Il est nécessaire, pour employer le gaz nitreux dans cette expérience, de se pourvoir de deux tubes, comme ceux *Fig.* 24, *Pl.* II, de 5 ou 6 millim. de diamètre, et de 180 ou 200 millim. de longueur, sans compter l'entonnoir, et gradués en fractions très-petites. La dimension de ces parties est de peu de conséquence. Des millimètres cubes seroient des divisions trop grandes ; mais en les partageant par moitié, la graduation sera assez petite. Si le tube employé n'est pas assez long pour opérer sur 100 parties d'air atmosphérique, l'expérience peut être faite sur 50 seulement, et le résultat, multiplié par deux, donnera la proportion dans 100 parties.

« Quand on met dans un tube eudiométrique étroit, « de l'oxigène et du gaz nitreux purs, de sorte que le « gaz oxigène reste à la partie supérieure, ils s'unissent « à peu près dans la même proportion qu'auparavant; « mais si au contraire le gaz nitreux est à la partie su- « périeure, il y en aura une quantité moindre d'absorbée, « c'est-à-dire, 1,24 de gaz nitreux pour 1 d'oxigène. Si « du gaz nitreux non étendu, est mêlé avec du gaz « oxigène pur dans un vase large, sur l'eau, l'effet « aura lieu immédiatement, une mesure de gaz oxi- « gène condense 3,4 de gaz nitreux.

« Pour rendre cette règle plus intelligible, il est né- « cessaire de présenter un exemple. Ajoutez 100 mesures « d'air atmosphérique, à 100 mesures du mélange de « gaz nitreux, avec une proportion égale de gaz azote « ou d'hydrogène; après quelques minutes de repos, « vous trouverez 144 mesures. En divisant la perte 56 « par le diviseur commun 2,7, on aura 21 à peu près « pour le gaz oxigène contenu dans 100 mesures d'air « atmosphérique. »

J'ajouterai à ces principes, que quand on opère sur l'air atmosphérique, il est à peine nécessaire d'étendre le gaz nitreux avec un autre gaz, avant de faire l'expérience.

Si on fait une suite d'expériences, il sera nécessaire, dans tous les cas, de laisser les gaz ensemble pendant un temps donné (comme 10 minutes), avant de marquer la diminution; et il est inutile de les transporter dans un autre vase. Si le gaz mêlé pour l'examiner, contient beaucoup plus d'oxigène que l'air atmosphérique, il est nécessaire alors d'étendre le gaz nitreux avec un volume

égal de gaz hydrogène; et dans ce cas, plus le tube dans lequel on opérera sera étroit, plus les résultats seront exacts.

Cependant des expériences subséquentes m'ont convaincu, que la méthode proposée par M. Dalton, quoiqu'assez exacte quand on l'emploie pour un mélange pareil, ou à peu près semblable, à l'air atmosphérique, n'est pas certaine quand la proportion d'oxigène est beaucoup plus grande, ou beaucoup plus petite. Dans le premier cas, le procédé donne une diminution aussi grande, et même quelquefois si considérable, qu'elle indique plus d'oxigène que le total de la quantité soumise à l'expérience. Quand l'air sur lequel on opère est d'une qualité inférieure à celui de l'atmosphère, on ne peut connoître exactement sa proportion d'oxigène. Malgré ces objections, cependant, cette méthode a de grands avantages, parce que l'on peut l'employer pour déterminer la proportion d'oxigène, dans quelques mélanges de gaz, auxquels les autres moyens eudiométriques ne sont pas applicables; par exemple, pour les mélanges d'oxigène et de gaz hydrocarburé.

L'emploi du gaz nitreux comme moyen eudiométrique, a été depuis peu bien étudié par Gay-Lussac, et il est susceptible d'une exactitude parfaite, moyennant certaines précautions à observer, qu'il a indiquées, et qui lui ont été suggérées par ses vues théoriques sur la constitution des gaz. Il a trouvé qu'un tube étroit n'étoit pas convenable pour un eudiomètre; son objet étant de produire du gaz acide nitreux, qui doit être absorbé lentement par l'eau. Au lieu donc d'un tube, on doit employer un vase large, comme un petit gobelet

de verre, et y faire passer 100 mesures d'air atmosphérique, et ensuite 100 mesures de gaz nitreux. Il se formera une vapeur rouge, qu'on laissera absorber sans agitation, et dans une demi-minute, ou une minute au plus, l'absorption sera complète. Faites passer le résidu dans un tube gradué, et vous trouverez presqu'invariablement, qu'il a disparu 84 mesures. En divisant ce nombre par quatre, vous aurez 21 pour la quantité d'oxigène condensé.

Par une série d'expériences, sur les mélanges de gaz oxigène et nitrogène, en diverses proportions, Gay-Lussac a trouvé que ce moyen eudiométrique doit dépendre de la proportion d'oxigène excédant ou de beaucoup inférieure à la proportion contenue dans l'atmosphère.

G. On peut voir par l'expérience suivante, la formation d'un acide, par le mélange du gaz nitreux avec l'air atmosphérique ou le gaz oxigène. Collez dans une cloche, un papier de litmus, à peu près au fond; remplissez la cloche d'eau, et faites-y passer du gaz nitreux bien lavé préalablement, jusqu'à ce qu'il déplace l'eau au-dessous du niveau du papier. La couleur du litmus n'éprouvera pas de changement; mais en y faisant passer de l'air atmosphérique ou du gaz oxigène, il rougira à l'instant.

H. L'expérience qui suit, démontrera que l'acide qui se forme, est l'acide nitreux. Dans une cloche sur le mercure, faites passer une petite quantité de solution de potasse pure, et ensuite séparément quelques mesures de gaz oxigène et de gaz nitreux, dans les proportions nécessaires; en retirant la solution de la cloche, l'exposant quelque temps à l'air, et l'évaporant ensuite, il

se formera des cristaux de nitrate de potasse; sel qui est formé de potasse et d'acide nitreux.

I. Le gaz nitreux est absorbé par l'acide nitrique, dont par cette absorption les propriétés sont changées considérablement. Faites passer ce gaz au moment où il se dégage des corps qui le fournissent, au travers d'acide nitrique incolore; l'acide changera successivement de couleur, se colorera à la fin en orange et deviendra fumant. Dans cet état, il est appelé acide nitreux parce qu'il contient moins d'oxigène que d'acide incolore.

D'après le docteur Priestley, 100 parties d'acide nitrique de 16 à 14 de pesanteur spécifique, absorbent en deux jours, 90 parties en poids de gaz nitreux (1). Quand environ 16 parties de gaz ont été absorbées, l'acide acquiert une couleur orangée; quand il en a absorbé 18 parties, il devient vert, et quand il s'est emparé de toute la quantité qu'il peut condenser, il se change en un liquide qui dégage une grande quantité de vapeurs rouges; et le gaz qui a été absorbé est séparé pour la plus grande partie, par la dilution dans l'eau.

K. Le gaz qui est ainsi absorbé, est dégagé aussi par la chaleur. On peut s'en convaincre en chauffant légèrement l'acide coloré de l'expérience *i*, jusqu'à ce qu'il devienne limpide. Il pourra se dégager de la lumière dans cette expérience.

---

(1) *Priestley on Air*, 2e édition, 1, pag. 383. Dans l'expérience que l'on rapporte, 31 cent. cubes d'eau ont absorbé 4000 cent. cubes de gaz nitreux. Il y a cependant des raisons de soupçonner quelque inexactitude dans l'expérience, car d'après M. Davy, 100 parties d'acide nitrique, après avoir absorbé tout le gaz nitreux qu'elles sont susceptibles d'absorber, en tiennent seulement neuf, ou entre neuf et dix parties en combinaison.

L. Le gaz nitreux est décomposé par les corps qui ont une grande affinité pour l'oxigène. Ainsi la limaille de fer le décompose, et s'oxide, procurant ainsi une preuve de l'existence de l'oxigène dans ce gaz.

Pendant cette opération il se produit de l'eau, de l'ammoniaque, et de l'oxide nitreux. Le sulfure de potasse, etc., a le même effet. Il est décomposé quand on le mêle avec l'acide sulfureux, et cet acide se change en acide sulfurique (*Nicholson's Journal*, XVII, 43). Gay-Lussac a trouvé que le potassium y brûle avec vivacité, et que c'est un bon moyen de l'analyser.

M. Le gaz nitreux est absorbé par le sulfate et le muriate de fer (1) verts, qui n'absorbent pas le gaz nitrogène; pour se convaincre donc, combien une quantité donnée de gaz nitreux, contient de nitrogène, agitez-le dans un tube gradué, avec une de ces solutions. Cet essai est nécessaire pour déduire de son effet sur l'air atmosphérique, la proportion de gaz oxigène.

Il est bon de décrire ici la manière de préparer la solution de gaz nitreux, à cause de l'usage qu'en ont fait plusieurs chimistes pour l'eudiométrie.

Dissolvez dans l'eau autant de sulfate de fer vert qu'elle peut en prendre, ou dissolvez de la limaille de fer dans de l'acide sulfurique étendu de cinq ou six parties d'eau, en laissant un excès de fer pour opérer la saturation parfaite de l'acide. Remplissez de cette solution une bouteille à large ouverture, renversée dans une capsule remplie de la même solution, et recevez dans la bouteille renversée, le gaz nitreux dégagé de l'acide nitrique par le mercure; en agitant souvent la

(1) Voyez l'histoire de ces sels, chap. XVII, sect. 6.

bouteille, la couleur de la solution change, et devient noire, en continuant d'y faire passer du gaz et de l'agiter jusqu'à ce que l'absorption cesse. Conservez cette solution dans de petites bouteilles qui ne doivent pas contenir chacune plus d'une once. La manière la plus commode de se servir de cette solution, est d'employer l'eudiomètre de Hope, décrit ci-dessus, (chapitre V, sect. 4).

N. Nous devons au docteur Milner de Cambridge (1) une expérience intéressante, donnant une preuve synthétique de la composition du gaz nitreux. Dans un tube de porcelaine d'environ 500 millim. de long et environ 18 millim. de large, et ouvert aux deux extrémités, introduisez autant d'oxide de manganèse en poudre grossière, qu'il en faut pour le remplir à peu près; placez-le horizontalement dans un fourneau qui a deux ouvertures opposées l'une à l'autre (*Pl.* IV, *Fig.* 40). A une extrémité du tube, placez une cornue, contenant une solution d'ammoniaque pure, et à l'autre adaptez un tube de verre recourbé, qui se termine dans une bouteille à deux tubulures, qui est vide; à l'autre col de la bouteille, lutez un tube de verre recourbé pour conduire le gaz qui se produit, dans la cuve pneumatique. Allumez le feu dans ce fourneau, et quand vous supposerez que l'oxide de manganèse est chaud, faites passer dessus la vapeur de l'ammoniaque; l'alcali sera décomposé, son hydrogène s'unira avec une partie d'oxigène combiné avec le manganèse, et formera de l'eau; tandis que son nitrogène s'unissant avec une autre portion d'oxigène, formera du gaz nitreux. Le gaz

(1) *Phil. trans.*, 1789.

ainsi formé, peut être recueilli dans l'appareil ordinaire.

O. Le gaz nitreux consiste d'après M. Davy, en 56 parties d'oxigène, et 44 de nitrogène.

P. Un autre fait touchant les rapports de l'ammoniaque avec les composés de nitrogène, a été découvert il y a quelques années, par M. W. Higgins (1). Humectez avec de l'acide nitrique concentré, de l'étain en poudre, et quand les fumées rouges auront cessé de se dégager, ajoutez-y un peu de chaux vive, ou de solution de potasse pure, et il se produira aussitôt une odeur d'ammoniaque.

Dans cette expérience, l'étain attire en même temps l'oxigène de l'acide nitrique et de l'eau. Conséquemment l'hydrogène et le nitrogène sont mis en liberté, et avant qu'ils aient pris l'état gazeux, leurs bases se combinent pour former de l'ammoniaque. L'ammoniaque qui se produit ainsi, s'unit avec une portion de l'acide nitrique non décomposé, et elle est dégagée de sa combinaison par la potasse et la chaux, qui rendent son odeur sensible.

SECTION III.

Oxide gazeux de nitrogène; oxide nitreux de Davy.

I. Ce composé consiste aussi en oxigène et en nitrogène, mais dans des proportions différentes de celles du gaz nitreux; il peut être obtenu par divers procédés.

---

(1) Voyez *Comparative View, of the phlogistic and antiphlogistic theories*, 2e. édition, pag. 300, note.

A. En gardant pendant quelques jours, du gaz nitreux avec de la limaille de fer, ou avec d'autres corps qui attirent fortement l'oxigène, le gaz est changé en oxide nitreux.

Il faut plusieurs tâtonnemens et quelques expériences pour arrêter la décomposition avant qu'elle ne soit trop avancée, car dans ce cas on obtiendroit seulement du nitrogène. Le sulfite de potasse pouvant décomposer le gaz nitreux, est préférable pour convertir le gaz nitreux en ce fluide élastique. L'opération, dans tous les cas, peut être suspendue quand il ne reste environ que les deux tiers du volume primitif du gaz.

B. En dissolvant du zinc ou de l'étain, dans de l'acide nitrique étendu de cinq ou six fois son poids d'eau, le zinc dégage pendant sa dissolution du gaz nitreux, jusqu'à ce qu'il commence à prendre une couleur brunâtre, et l'on doit arrêter l'opération quand il se forme du gaz nitreux. Mais aucun de ces procédés ne fournit le gaz assez pur pour examiner ses propriétés. On se le procure dans son état de pureté par le procédé suivant, qui est le meilleur.

C. A l'acide nitrique étendu de cinq ou six parties d'eau, ajoutez du carbonate d'ammoniaque jusqu'à ce que tout l'acide soit saturé. Evaporez la solution, et pour suppléer à l'alcali perdu par évaporation, ajoutez au besoin un peu plus de carbonate. Laissez la solution évaporer à une douce chaleur. Le sel obtenu par le refroidissement de la liqueur, doit être placé dans une cornue, et distillé au bain de sable à une chaleur qui n'excède pas 50° centigrades. La chaleur d'une lampe d'Argant est plus que suffisante, et demande à être réglée avec précaution : le sel se liquéfiera, et on devra

le faire bouillir doucement, en évitant avec soin une ébullition violente. Le gaz peut être recueilli sur l'eau, ou gardé quelques heures sur ce liquide, avant de s'en servir; il déposera pendant ce temps une nuage blanc, et deviendra parfaitement transparent (1).

Un gazomètre est l'appareil le meilleur pour recevoir ce gaz, parce que l'on évite tout danger d'absorption de l'eau de la cuve dans la cornue, et parce que le gaz est en contact avec une moins grande quantité d'eau, qui a la propriété d'en absorber une quantité considérable. Et alors on peut conserver pour la même opération, l'eau qui a servi une fois à recevoir ce gaz.

Les changemens qui ont lieu pendant la conversion du nitrate d'ammoniaque en oxide nitreux, sont les suivans. L'acide nitrique est composé d'oxigène et de gaz nitreux, et l'ammoniaque de nitrogène et d'hydrogène; par l'action de la chaleur, le gaz nitreux se combine avec une dose additionnelle de nitrogène, et forme de l'oxide nitreux : tandis que l'oxigène de l'acide nitrique décomposé, s'unit avec l'hydrogène de l'ammoniaque et forme de l'eau.

Le gaz que l'on obtient ainsi, a été appelé par les chimistes Hollandois, gaz oxide d'azote; mais pour plus de brieveté, et afin de se conformer mieux à la nomenclature des autres composés de nitrogène, j'emploierai avec M. Davy, le nom d'oxide nitreux (2).

---

(1) Il paroit, d'après les observations de M. Salder (*Nicholson's Journal*, xv, pag 186), que la pureté du nitrate d'ammoniaque est d'une grande importance, et que son mélange avec le muriate diminue la quantité, et altère les propriétés du gaz.

(2) Pour une connoissance plus étendue de ce gaz, consultez

Pour reconnoître si l'oxide nitreux est altéré par de l'air commun ou de l'oxigène, il faut mêler des volumes égaux de ce gaz et de gaz nitreux. S'il y a une diminution, la présence d'un de ces gaz peut être soupçonnée, et la quantité de la diminution démontrera quel est celui qu'il contient. Cependant il contient le plus souvent du gaz nitreux, qui se produit en même temps que l'oxide nitreux, quand on élève un peu trop la température du sel. On peut découvrir sa présence, soit par la diminution que le gaz éprouve quand on y mêle de l'oxigène, soit en l'agitant avec du sulfate de fer vert, qui n'a pas d'action sur l'oxide nitreux pur. (Voyez aussi pag. 413 *G*).

II. Ce gaz a les propriétés suivantes.

A. Il est beaucoup plus léger que l'air atmosphérique, à 13° et 760 millim. de pression, 1 décimètre cube pèse 1,9775, et à 16°, et à la même pression, 1,9541.

B. Une bougie y brûle avec une flamme brillante et avec pétillement. Avant son extinction, la flamme blanche intérieure s'entoure d'une flamme bleue.

C. Du phosphore introduit dans ce gaz dans un état d'ignition, y brûle avec un grand accroissement d'éclat.

Cependant le phosphore peut y être fondu et sublimé sans qu'il y soit altéré; si même on le touche avec un fer chaud sans être rouge, il ne s'enflamme pas; mais quand le fer est chauffé au rouge-blanc, le phosphore brûle, et détone quelquefois avec une violence prodigieuse.

Davy's Researches chemical and philosophical. London, Johson. 1800.

D. Du soufre qui brûle avec une flamme bleue foible, plongé dans ce gaz, s'y éteint aussitôt; mais quand il est dans un état d'inflammation vive, il brûle avec une belle lumière vive et une flamme rose.

E. Le charbon rouge y brûle avec plus d'éclat que dans l'atmosphère.

F. Du fil de fer brûle dans ce gaz de la même manière que dans le gaz oxigène, mais pendant moins long-temps. M. Berard a trouvé que le potassium s'y enflamme et brûle avec beaucoup d'activité : 100 mesures de gaz laissent après cette combustion 50 de gaz nitrogène.

G. L'oxide nitreux est absorbé rapidement par l'eau qui a été portée à l'ébullition, et il ne reste environ qu'un trentième du volume du gaz. (*Voy. la Table*). L'eau peut en absorber ainsi plus de la moitié de son volume. Cette propriété fournit un bon moyen d'essayer la pureté de l'oxide nitreux, car le gaz pur est absorbé presque entièrement par l'eau que l'on a fait bouillir et que l'on a gardée à l'abri du contact de l'air. On doit employer de l'eau trois ou quatre fois le volume du gaz.

H. L'eau saturée de ce gaz le cède sans aucune altération quand on la chauffe.

I. Cette eau saturée ne doit pas changer la couleur bleue des végétaux.

K. Il a une saveur douce distincte, mais foible, et une odeur désagréable.

L. Il ne diminue pas par son mélange avec l'oxigène ou le gaz nitreux.

M. Un mélange de ce gaz avec l'hydrogène détone fortement quand on y plonge une bougie allumée, ou qu'on y fait passer une étincelle électrique.

Quand la proportion de l'hydrogène est à peu près égale à celle de l'oxigène nitreux, ou comme 39 à 40, il ne reste que du nitrogène après la détonation; mais quand la proportion de l'hydrogène est plus petite, il se forme aussi de l'acide nitrique. Il forme aussi (comme je l'ai prouvé dans les *Transactions Philosophiques*, pour 1809, page 144) un mélange combustible avec le gaz ammoniac; 100 mesures du dernier demandent 130 mesures d'oxide nitreux pour leur saturation.

N. L'oxide nitreux n'est pas absorbé par les alcalis; mais quand on le met en contact avec eux dans l'état de gaz naissant ou avant qu'il ait pris la forme de gaz, il entre en combinaison avec les bases alcalines. Ainsi, quand on expose à un courant de gaz nitreux un mélange de sulfite de potasse et de potasse pure, le gaz nitreux est désoxigéné par le sulfite et changé en gaz acide nitreux qui s'unit avec l'alcali. On obtient donc un mélange de sulfate de potasse et un composé d'oxide nitreux et d'alcali, d'où le premier peut être séparé par une première cristallisation. Le second est composé d'environ trois parties d'alcali et une d'oxide nitreux. Il est soluble dans l'eau, a une saveur caustique et piquante particulière; il verdit les couleurs bleues végétales. Mêlé avec du charbon en poudre et enflammé, il brûle avec des étincelles brillantes. L'oxide nitreux est chassé de sa combinaison avec les alcalis par tous les acides, et même par l'acide carbonique.

O. Les animaux renfermés dans ce gaz y périssent promptement.

P. Une des propriétés les plus extraordinaires de ce gaz est son action sur le corps humain, lorsqu'il est reçu dans les poumons. Quand il est employé ainsi,

il ne peut être nuisible, parce qu'il se trouve mêlé dans les poumons avec de l'air atmosphérique qui l'étend. Pour respirer ce gaz, il doit être introduit dans un ballon de taffetas ciré ou dans une vessie munie d'un robinet, et aspiré et respiré du ballon aussi long-temps qu'il en existe. Les sensations qu'il produit sont très-différentes, selon la constitution des individus; mais en général, ils éprouvent un plaisir extrême, et sont portés au dernier période de l'enthousiasme : ils ressentent une joie très-grande et un penchant irrésistible au rire, avec une foule d'idées vives et une exaltation extraordinaire de l'exercice musculaire. Il faut ajouter, que ces sensations ne sont pas suivies, comme celles qui accompagnent l'abus des liqueurs fermentées, d'une dépression de l'énergie nerveuse.

Q. D'après les expériences de M. Davy, il paroît que 100 parties en poids de ce gaz contiennent 36,7 d'oxigène et 63,3 d'azote, ou, en faisant abstraction des décimales, de 37 d'oxigène et 63 d'azote.

SECTION IV.

Acide nitreux.

On n'est pas d'accord sur la question de savoir s'il existe réellement un acide qui contient une quantité d'oxigène moins considérable que l'acide nitrique. On croit généralement que l'acide que l'on obtient du nitre par l'acide sulfurique, contient moins d'oxigène que l'acide nitrique, et c'est de cette proportion que provient sa couleur : mais faut-il regarder cet acide comme de l'acide nitrique chargé de gaz nitreux? C'est ce que

les expériences de M. Davy tendent à prouver, car il a remarqué que l'on peut séparer par la chaleur, la substance qui donne la couleur, et il a construit la table suivante des proportions de gaz nitreux dans les acides de différentes couleurs.

		100 parties en poids contiennent,		
	Pesanteur spécifique.	Acide réel.	Gaz nitreux.	Eau.
Jaune pale.....	1,502	90,5	1,2	8,3
Jaune plus clair.	1,500	88,94	2,96	8,1
Orange foncé...	1,480	86,84	5,56	7,6
Olive clair.....	1,479	86,0	6,45	7,55
Olive foncé.....	1,478	85,4	7,1	7,50
Vert clair.....	1,476	84,8	7,76	7,44
Vert bleuâtre...	1,475	84,6	8,0	7,40

La simple dilution dans l'eau suffit pour faire varier sa couleur. Ainsi, en étendant l'acide orange foncé il passe au bleu, à l'olive et au vert-clair; l'acide nitrique, en absorbant le gaz nitreux, diminue en pesanteur spécifique. Par exemple, l'acide incolore, en devenant jaune-pâle, diminue de poids dans la proportion de 1,51 à 1,502.

Cependant Gay-Lussac (1) a bien observé, et sans doute avec beaucoup de probabilité, que l'acide nitreux est un composé aussi distinct que toutes les autres combinaisons de l'oxigène avec le nitrogène. Il a observé qu'il se forme, quand on mêle l'oxigène et le gaz nitreux, en laissant celui-ci prédominer, environ une mesure du premier et quatre du second. Il est indifférent lequel on introduit le premier, car le résultat est in-

(1) *Mémoires d'Arcueil*, II.

variablement une vapeur rouge condensable, qui contient en volume 100 parties de gaz oxigène et 300 de nitrogène, ou en poids,

34,507	Nitrogène.
65,493	Oxigène.
100.	

Pour former l'acide nitreux liquide, il faut saturer l'eau de cette vapeur; elle devient d'abord verte, puis bleue, et enfin orange plus ou moins foncé. Ce dernier peut être ramené au bleu ou au vert, en y ajoutant plus ou moins d'eau; ainsi la couleur dépend principalement de la densité.

En admettant l'exactitude de ces faits, il s'ensuit que quand le gaz nitreux passe au travers de l'acide nitrique, celui-ci est en partie désoxigéné, et que le gaz nitreux, en prenant de l'oxigène, devient acide nitreux. D'après cela, l'acide ordinaire du nitre est un composé d'acide nitrique et nitreux, et sa couleur est plus foncée en proportion de la quantité d'acide nitreux qu'il tient en dissolution.

SECTION V.

Nitrates.

ART. Ier. *Nitrate de potasse.*

I. On obtient une preuve synthétique directe de la composition de ce sel, en saturant de l'acide nitrique avec de la potasse pure ou carbonatée. Par évaporation, la solution donne des cristaux de nitrate de potasse ou de nitre.

Pour des expériences, le nitrate de potasse que l'on vend dans le commerce, et que la nature produit en abondance, peut être employé à cause de son prix peu élevé. Le nitre qui forme un article de commerce, est tiré pour ce pays (l'Angleterre) principalement des Indes-Orientales. Quand il arrive, il est impur, et contient des substances étrangères et une quantité considérable de muriate de soude. On le nomme en cet état *Nitre brut*. Pour l'employer en Chimie, il faut le purifier en le dissolvant dans l'eau et le faisant cristalliser, et alors il prend le nom de nitre, ou salpêtre raffiné.

II. Ce sel a les propriétés suivantes :

A. Il cristallise en prismes octaèdres formant généralement des prismes à six pans terminés par des sommets à deux faces. Thénard, en faisant abstraction de son eau de cristallisation, a déterminé qu'il consiste en

59,5	Potasse.
40,5	Acide nitrique.
100.	

Mais comme la potasse elle-même, sous la forme la plus sèche que l'on puisse l'obtenir, contient toujours de l'eau, Berthollet a donné les proportions suivantes pour le nitrate de potasse (1).

51,38	Potasse.
48,62	Acide.
100.	

(1) MM. Champy fils et d'Arcet ont trouvé, en saturant du sous-carbonate de potasse avec de l'acide nitrique pur, que le

B. Il exige pour sa solution sept fois son poids d'eau à 15° centigrades, et l'eau bouillante en dissout son propre poids.

---

nitrate de potasse fondu à la température la moins élevée possible, contenoit sur 100,

45,79	de potasse.
54,21	d'Acide.
100.	

M. Riffault a publié, tom. IV, pag. 204 de sa traduction du *Système de Chimie* de Thomson, que d'après ses expériences, et d'après celles de MM. Vauquelin et Laugier, il lui paroissoit que l'on devoit regarder le nitrate de potasse comme composé de

62	Potasse.
38	Acide.
100.	

Mais il est dit à la fin de la note que MM. Vauquelin et Laugier se sont servis, dans leurs expériences, de potasse purifiée à l'alcool ; or on sait que la potasse préparée par ce moyen retient de l'eau : M. d'Arcet (*Ann. de Chimie*, tom. LXVIII, pag. 175), en annonçant ce fait, a dit avoir trouvé jusqu'à 0,27 d'eau dans la potasse la mieux préparée ; dans cette donnée, les 62 de potasse employés par MM. Vauquelin et Laugier, devoient contenir 16,74 d'eau, d'où il suit que le nitrate de potasse se trouveroit formé de

45,26	Potasse.
54,74	Acide.
100	

proportions qui se rapportent bien avec celles que MM. Champy fils et d'Arcet ont trouvé en prenant le sous-carbonate de potasse pour base de leurs expériences. (*Note du traducteur.*)

Ce sont les proportions assignées par Bergmann ; mais Bouillon-Lagrange prétend qu'à la température ordinaire le nitrate de potasse demande seulement trois ou quatre fois son poids d'eau pour sa solution, et moitié de son poids d'eau bouillante. (*Manuel*, Ire. édition, vol. I, pag. 243).

C. Il se fond à une chaleur modérée; et quand on le jette, dans cet état, dans des moules, il forme ce que l'on appelle *Sel de Prunelle.*

D. A une chaleur rouge, le nitrate de potasse est décomposé en conséquence de la destruction de son acide. Distillé dans une cornue de grès ou dans un canon de fusil, on peut en obtenir une grande quantité de gaz oxigène; 500 grammes de nitre donnant environ 15 centimètres cubes de gaz, assez pur pour les expériences ordinaires, mais non pour celles qui demandent de l'exactitude.

E. Le nitrate de potasse qui a été chauffé au rouge, paroît contenir un acide moins oxigéné que l'acide nitrique, et qui a une affinité plus foible pour les alcalis; car si l'on verse de l'acide acétique sur du nitre qui a été traité de cette manière, l'acide nitreux se dégage sous la forme de fumées rouges, tandis que le nitre n'est pas attaqué par l'acide acétique.

F. Le nitrate de potasse est décomposé rapidement par le charbon à une haute température. On peut s'en convaincre en mêlant deux parties de nitre et une de charbon pulvérisées, et mettant le feu au mélange dans un vase de fer sous une cheminée. Les produits de la combustion que l'on peut rassembler dans un appareil convenable, sont de l'acide carbonique et du gaz nitreux. Une partie de l'acide carbonique reste avec

l'alcali, et peut en être chassée par le moyen d'un acide fort.

Les anciens avoient donné à ce résidu le nom de *Clyssus de nitre.*

G. Le nitrate de potasse est décomposé aussi par le soufre, avec des résultats divers, selon la température et les proportions que l'on emploie.

1. Mêlez du nitre et du soufre en poudre, et projetez le mélange peu à peu dans un creuset rouge, le soufre s'unira avec l'oxigène de l'acide nitrique, et formera de l'acide sulfurique, qui, se combinant à la potasse, formera du sulfate de potasse. On peut prouver la formation de ce sel en dissolvant la masse dans l'eau; et faisant cristalliser, on obtiendra un sel qui présentera les caractères décrits chap. XII, sect. 4.

2. Mêlez une partie de soufre avec un sixième ou un huitième de son poids de nitrate de potasse; placez le mélange dans une capsule d'étain élevée sur un support (*Fig.* 25, *Pl.* II) à quelques millim. au-dessus de l'eau contenue dans une assiette, mettez le feu au mélange, et couvrez d'une cloche; il se formera aussi dans ce cas de l'acide sulfurique, mais il ne se combinera pas comme précédemment avec l'alcali du nitre, parce que cet alcali en petite quantité ne peut plus en absorber qu'une partie. La plus grande partie de l'acide se condensera à l'intérieur de la cloche et dans l'eau, qui deviendra fortement acide. On peut répéter deux ou trois fois l'opération avec la même eau; et quand on évapore en partie dans une capsule de verre pour chasser une portion de ce liquide, il reste de l'acide sulfurique concentré, qui s'est formé par l'union de l'oxigène du nitre et celui de l'air atmo-

sphérique avec le soufre soumis à l'expérience. C'est par un procédé semblable, mais en opérant sur de grandes quantités et dans de vastes chambres de plomb, que l'on prépare l'acide sulfurique dans le commerce. On évapore l'acide étendu résultant de l'union de la vapeur condensée des matériaux en combustion, avec la couche d'eau qui couvre le sol de la chambre, dans des bassines de plomb, et on le place ensuite dans des cornues de verre où on le concentre à une chaleur continue.

Il est prouvé par un mémoire de MM. Clément et Desormes, publié dans les *Ann. de Chim.* XLIX, p. 329, que le nitre ne fournit qu'un dixième de l'oxigene nécessaire pour la conversion du soufre en acide sulfurique, et que le reste de l'oxigène provient de l'air atmosphérique de la chambre. Ils supposent que l'acide sulfureux est le premier formé dans la combustion du soufre, et au même moment le gaz nitreux est dégagé par la désoxigénation de l'acide nitrique contenu dans le salpêtre. Ce gaz nitreux s'unissant avec l'oxigène atmosphérique, forme du *gaz acide nitreux*, qui a la propriété de convertir l'acide sulfureux en acide sulfurique, et de revenir en même temps à l'état de gaz nitreux. Le même procédé est répété; et ainsi la même portion de gaz nitreux agit continuellement comme un intermédiaire entre le soufre, déja changé en acide sulfureux, et l'oxigène atmosphérique.

H. Un mélange de trois parties de nitre en poudre, deux de carbonate de potasse, ou de sel de tartre commun, et une partie de soufre mêlées ensemble exactement, constitue *la poudre fulminante*, qui détone avec beaucoup de bruit quand on la met sur un fer chauffé au-dessous du rouge.

I. Un mélange de cinq parties de nitre en poudre, une de soufre et une de charbon pulvérisé, compose la *poudre à canon.* Les matériaux doivent être d'abord réduits séparément en poudre très-fine, et ensuite mêlés ensemble et pilés avec un pilon de bois, après avoir ajouté une quantité d'eau suffisante pour prévenir l'explosion. On grumèle ensuite le mélange en le passant au travers des cribles, et on sèche avec précaution (1).

Procédé pour préparer l'acide nitrique.

Le nitrate de potasse est décomposé par l'acide sulfurique, qui se combine avec la potasse, et dégage l'acide nitrique. Introduisez dans une cornue de verre tubulée, quatre parties de nitrate de potasse réduit en poudre grossière, et versez dessus trois parties d'acide sulfurique concentré; adaptez un récipient tubulé d'une grande capacité; entre ce récipient et la cornue placez une alonge, et lutez les jointures avec un mélange de terre de pipe, de sable fin et de cire. A la tubulure du récipient, doit être placé avec du lut gras, un tube qui se termine dans un autre récipient large contenant une petite quantité d'eau. Si l'opérateur veut recueillir aussi le produit gazeux, ce second récipient doit être garni d'une tubulure à laquelle est adapté un tube qui se termine sous une cloche renversée sur la planche de la cuve pneumatique. Chauffez la cornue sur un bain de sable. Le premier produit qui passe dans le récipient est à l'état de gaz et a généralement une couleur rouge. Ces apparences diminuent graduellement; et si

(1) Voyez, pour la préparation de la poudre à canon, et la théorie de sa détonation, *Nicholson's Journal*, XXIII, p. 277.

les matériaux dont on s'est servi sont purs, l'acide devient pâle et même incolore. Il reprend ensuite graduellement une couleur rouge et l'apparence d'une vapeur qui va en augmentant jusqu'à la fin de l'opération, et tout le produit mêlé ensemble a une couleur jaune ou orange, selon la température employée.

Les proportions recommandées dans la nouvelle pharmacopée de Londres pour la préparation de l'acide nitrique, sont un kilogr. de nitrate de potasse, privé, par la chaleur, de son eau de cristallisation, et un kilogramme d'acide sulfurique. Ils doivent être mêlés dans une cornue de verre et distillés au bain de sable, jusqu'à ce qu'il se dégage une vapeur rouge. L'acide dans le récipient doit être mêlé avec 30 grammes de nitrate de potasse, et distillé de la même manière. Après la seconde distillation, sa pesanteur spécifique est de 1,500. La pharmacopée d'Edimbourg la porte à 1,550, et M. Kirwan à 15° centigrades à 1,5543; et à cette densité, il le considère comme formé sur 100, de 73,54 acide réel, et le reste d'eau.

La table suivante présentant les resultats de plusieurs expériences pour déterminer les meilleures proportions pour préparer l'acide nitrique, nous est fournie par le docteur Powell dans la Pharmacopée du Collége de Médecine de Londres.

Quantités de nitre sec.	Acide sulfurique.	Couleur de l'acide obtenu.	Pesanteur spécifique.	Poids.	Valeur relative.
6	3	Rouge.	1,58	3	21
6	6	Blanc.	1,50	4	29
60	29	Rouge.	1,456	30	19

Quand les proportions sont de 6 de nitre et 3 d'acide

sulfurique, il ne reste pas d'acide en excès dans le résidu.

L'acide qui passe le premier a la plus grande pesanteur spécifique. Dans une expérience du Dr. Perceval de Dublin, les produits furent séparés en trois portions; la première avoit une pesanteur spécifique de 1,494, la seconde de 1,485, et la troisième de 1,442. (*Transactions of the Irish Academy*, IV, 37).

Quand on opère sur de grandes masses, ou dans les arts, il est nécessaire de substituer des cornues de grès ou de fonte de fer très-minces à celles de verre; on y adapte un récipient de terre, qui est joint à une rangée de condensateurs appropriés. On varie aussi la force de l'acide en versant plus ou moins d'eau dans le récipient.

L'acide nitrique obtenu par ce procédé n'est jamais parfaitement pur. Il contient généralement des acides sulfurique et muriatique : on reconnoît le premier par un précipité blanc qui se forme quand on y verse de la solution de nitrate de barite; et le second par le précipité qu'y produit le nitrate d'argent. L'acide sulfurique peut être séparé par une seconde distillation, avec une portion de nitre pur, égale en poids à un huitième de celui employé d'abord; ou en y versant du nitrate de barite, laissant déposer le précipité, décantant la liqueur claire, et la distillant. L'acide muriatique est séparé par l'addition de nitrate d'argent. Il se forme à l'instant un précipité blanc, et on doit ajouter de nouvelle dissolution d'argent, aussi long-temps que cet effet a lieu. Laissez alors déposer le précipité, décantez le liquide clair, et distillez-le de nouveau en laissant un huitième ou un neuvième de l'acide dans la cornue. Le produit sera de l'acide nitrique pur : le nitrate de plomb peut être

substitué au nitrate d'argent. (Voy. *Nich. Jour.* XI, 134).

L'acide nitrique peut être obtenu aussi, exempt d'acide muriatique, en employant pour la distillation du nitrate de potasse parfaitement pur. On effectue en grande partie cette purification, par des solutions répétées, du nitre dans l'eau distillée bouillante, et par la cristallisation. Enfin on redissout les cristaux dans de l'eau distillée chaude, et on ajoute du nitrate d'argent, aussi long-temps qu'il se fait un précipité. On laisse déposer, ou on filtre. Les derniers cristaux produits seront parfaitement purs. Le précipité d'argent ne doit pas être jeté, mais il doit être lavé avec de l'eau distillée, séché, et conservé pour en retirer l'argent, par un procédé que nous décrirons par la suite.

L'acide nitrique obtenu de cette manière est défectueux aussi sous un autre rapport, car il contient en solution une quantité considérable de gaz nitreux, et d'après cela il est plutôt à l'état d'acide nitreux que d'acide nitrique. Pour le convertir en acide nitrique, versez l'acide dans une cornue à laquelle vous adapterez un récipient; la cornue et le récipient ne doivent pas être lutés, mais simplement joints ensemble avec du papier. Appliquez pendant quelques heures un feu léger sous la cornue, en changeant le récipient aussitôt qu'il est rempli de vapeurs rouges. Le gaz nitreux se dégagera ainsi, et l'acide restera dans la cornue à l'état de pureté, limpide et incolore comme de l'eau. Il doit être gardé dans une bouteille à l'abri de la lumière.

Cent parties de nitrate de potasse, d'après Bouillon-Lagrange, donnent par ce procédé 53 d'acide; et d'après mes expériences, plus de 50. Cependant ce n'est pas tout ce que contient le sel, car une partie est décomposée par

la chaleur nécessaire pour l'opération. C'est à cause de cela qu'il se dégage une grande quantité de gaz oxigène pendant la distillation, et il peut être recueilli par une addition faite à cet effet à l'appareil.

Il reste dans la cornue un composé de potasse avec plus d'acide sulfurique qu'il n'en faut pour sa saturation, ou un sur-sulfate de potasse. En l'exposant à une forte chaleur, l'excès d'acide est dégagé, et le résidu dissous et évaporé, donne du sulfate de potasse cristallisé.

Art. II. *Nitrate de Soude.*

I. Ce sel peut être formé en saturant du carbonate de soude avec l'acide nitrique, ou en distillant du sel commun avec les trois quarts de son poids d'acide nitrique. Quand on emploie le premier procédé, il faut évaporer la solution jusqu'à ce qu'il se forme une pellicule à sa surface, et la faire alors refroidir; il se formera des cristaux ayant la forme de rhomboïdes, ou de prismes rhomboïdaux.

II. Ces cristaux ont une saveur semblable à celle du salpêtre, mais moins forte. Ils sont solubles dans trois parties d'eau à 15°, et dans moins de leur poids d'eau bouillante. Ils attirent l'humidité de l'atmosphère. Eu égard à la manière dont leur décomposition s'opère, et aux résultats qu'elle fournit, ils ressemblent au nitrate de potasse (1). Le seul usage du nitrate de soude, est

(1) M. d'Arcet a trouvé, en saturant du sous-carbonate de soude avec de l'acide nitrique pur, que le nitrate de soude fondu contenoit sur 100,

35,11	de Soude.
64,89	d'Acide.
100.	

(*Note du traducteur*).

peut être celui auquel il a été employé par Proust, qui a trouvé qu'il étoit plus économique pour faire des ouvrages au feu, que le nitrate de potasse. (*Journal de Physique* LXIX, pag. 59, 62).

ART. III. *Nitrate d'Ammoniaque.*

I. La manière la plus simple de préparer ce sel, est d'ajouter du carbonate d'ammoniaque à l'acide nitrique étendu, jusqu'à parfaite saturation. En évaporant la liqueur à une chaleur entre 70° et 100°, il donne en refroidissant des cristaux qui ont la forme de prismes à six pans, terminés par de longues pyramides à six faces. Evaporé à la température de 100°, elle fournit en refroidissant des cristaux fibreux, et quand on pousse l'évaporation jusqu'à ce que le sel se concrète immédiatement sur une baguette de verre, en refroidissant, il forme alors une masse compacte et informe.

II. La solubilité de ce sel varie selon la température à laquelle il s'est formé. Quand il est en cristaux, il exige deux fois son poids d'eau, pour se dissoudre, ou moitié de son poids d'eau bouillante. Dans toutes ses formes il est déliquescent quand on l'expose à l'atmosphère.

III. La propriété la plus importante de ce sel, que nous avons déjà décrite ci-dessus, est celle de fournir quand il est décomposé par la chaleur, de l'oxide nitreux. Cinq hectogrammes de ce sel à l'état compact donnent, par une décomposition faite avec soin, environ 1,415 mètre cube de gaz, ou plus de 34 doses; de sorte qu'en estimant le sel à 10 centimes les 5 hectogrammes, la dépense est d'environ 30 centimes pour chaque dose.

IV. A une température de 300°, ce sel détone, et

est entièrement décomposé. Il avoit été nommé autrefois *nitrum flammans.*

V. Sa composition varie selon le mode de sa préparation, et elle est établie par M. Davy, comme il suit :

Prismatique.	Fibreux.	Compact.	
69,5	72,5	74,5	Acide.
18,4	19,3	19,8	Ammoniaque.
12,1	8,2	5,7	Eau.
100.	100.	100.	

Art. IV. *Nitrate de Barite.*

On peut préparer le nitrate de barite, en dissolvant le carbonate artificiel ou naturel dans l'acide nitrique, étendu de huit ou neuf parties d'eau. Si on emploie le carbonate artificiel, il doit être lavé préalablement avec de l'eau distillée, jusqu'à ce que les lavages cessent de précipiter le nitrate d'argent. Une solution de nitrate de barite mêlée avec une d'argent, continue à être parfaitement transparente. Par l'évaporation, le nitrate de barite donne des octaèdres réguliers, adhérant souvent les uns aux autres sous la forme d'étoiles, et quelquefois on l'obtient en petites plaques brillantes. Il exige pour sa solution, 12 fois son poids d'eau à 15°, et trois ou quatre fois son poids d'eau bouillante. Il n'est pas altéré par son exposition à l'air. A une chaleur rouge son acide est décomposé, et la terre reste pure. Cette propriété fournit une autre méthode de se procurer la barite pure, mais la chaleur ne doit pas être poussée trop loin, sans quoi la barite pourroit se vitrifier avec le creuset. Le résidu par l'addition de l'eau, se dissout avec une grande chaleur et

un sifflement, et la solution donne en refroidissant, des cristaux de barite pure.

Le nitrate de barite est composé sur 100 parties, d'après Clément et Desormes, de 60 de base, et 40 d'acide et d'eau; M. James Davy établit sa composition à

59,3	Barite.
40,7	Acide et Eau.
100.	

Art. V. *Nitrate de Strontiane.*

Ce sel peut être obtenu de la même manière que le nitrate de barite, auquel il ressemble pour beaucoup de propriétés. Cependant la solubilité de ses cristaux diffère considérablement; car ils sont dissous par leur propre poids d'eau, à 15°, et par un peu moins de moitié de leur poids d'eau bouillante. Appliqués sur la mèche d'une chandelle, ou dissous dans l'alcool bouillant, ils communiquent à leur flamme une couleur rouge de sang foncé. Ils sont décomposés à une haute température et donnent de la strontiane pure.

Art. VI. *Nitrate de Chaux.*

Ce sel se trouve abondamment dans les plâtres des vieux bâtimens qui sont restés pendant long-temps sans être habités par des hommes ou par des animaux. Pour le préparer artificiellement, il faut saturer de l'acide nitrique étendu de cinq ou six parties d'eau, avec du carbonate de chaux. Cette dissolution évaporée à consistance sirupeuse, et placée dans un lieu froid, forme de longs cristaux prismatiques, ressemblant par leur

disposition à un faisceau d'aiguilles, divergeant d'un centre commun. Ces cristaux sont très-solubles dans l'eau, dont à 15° ils exigent deux parties; l'eau bouillante en dissout un poids égal au sien. Ils tombent promptement en déliquescence quand ils sont exposés à l'air; et ils sont décomposés à la température de l'ignition.

Quand une solution de nitrate de chaux est évaporée à siccité dans une capsule de terre, et le résidu tenu en fusion pendant cinq ou dix minutes dans un creuset, et versé en cet état dans un pot de fer chauffé préalablement, la masse congelée forme le *Phosphore de Baudoin.* Il faut le briser en morceaux, et le conserver dans une fiole bien bouchée. Ces morceaux après avoir été exposés pendant quelques heures au soleil, émettent dans l'obscurité une belle lumière blanche, présentant une variété de phosphore solaire.

Art. VII. *Nitrate de Magnésie.*

Ce composé peut être préparé en dissolvant du carbonate de magnésie dans de l'acide nitrique étendu. Quand on évapore la solution, elle fournit des cristaux qui ont la forme de prismes, avec quatre faces obliques tronquées à leurs sommets. Cependant il forme plus communément une masse informe, consistant en un nombre immense de petits cristaux aiguillés, se croisant irrégulièrement. Ces cristaux sont déliquescens à l'air, et solubles dans moitié de leur poids d'eau. Exposés à la chaleur rouge, ils se fondent, il s'en dégage d'abord quelques bulles d'oxigène, et l'acide nitrique passe ensuite sans décomposition.

Art. VIII. *Nitrate d'Alumine.*

Ce sel est très-peu connu. On le forme en dissolvant, dans l'acide nitrique étendu et avec le concours de la chaleur, de l'alumine récemment précipitée et bien lavée avec de l'eau distillée, mais non séchée. La solution qui contient toujours un excès d'acide, cristallise après l'évaporation, en lames ductiles minces. Ces cristaux sont extrêmement solubles, et par l'application d'une haute température, ils abandonnent leur acide. Ils sont décomposés par les alcalis et plusieurs terres. La potasse pure ajoutée en excès redissout le précipité.

Art. IX. *Nitrate de Glucine.*

Le nitrate de glucine est un sel d'une saveur douce, qui ne peut cristalliser. Evaporé à siccité, il attire promptement l'humidité de l'air. Il est soluble dans l'alcool. Il se décompose à une haute température, sans être préalablement fondu.

Art. X. *Nitrate de Zircone.*

L'acide nitrique dissout la zircone nouvellement précipitée, mais il ne peut en être saturé. La solution contient toujours un excès d'acide; évaporé, il forme une masse transparente jaunâtre, extrêmement tenace et visqueuse, et difficile à sécher. Il a une saveur stiptique astringente, il laisse sur la langue une substance épaisse en conséquence de sa décomposition partielle par la salive. Ce nitrate sec est extrêmement soluble; la solution est décomposée par l'acide sulfurique et par le car-

bonate d'ammoniaque, qui donne un précipité soluble dans un excès d'acide, ou de carbonate. La teinture de noix de galle y forme un précipité blanc, qui est soluble dans un excès de teinture.

Art. XI. *Nitrate d'Ittrya.*

Il peut être préparé en dissolvant de l'ittrya dans l'acide nitrique. La solution a une saveur astringente et douceâtre, et pour la plupart de ses propriétés ressemble au nitrate de glucine. Il peut à peine être obtenu en cristaux, et si on chauffe trop pendant l'évaporation, le sel devient mou, prend l'apparence de miel, et se concrète, en refroidissant, en une masse pierreuse. Exposé à l'air, il en attire l'humidité et se résout en liquide.

SECTION VI.

Nitrites.

La combinaison de l'acide nitreux avec les alcalis et les terres, ne peut être faite directement, car cet acide consistant en acide nitrique avec un excès de gaz nitreux, se decompose pendant toutes les combinaisons. Le gaz nitreux s'échappe, et le résultat est un composé d'acide nitrique avec la base employée. La seule méthode d'obtenir les nitrites est de priver l'acide contenu dans les nitrates d'une partie de son oxigène, en les exposant pendant long-temps à la température de l'ignition. Cette méthode, comme on doit le penser, ne peut être employée pour ceux des nitrates qui abandonnent leur acide par l'application de la chaleur, ou qui, comme le nitrate d'ammoniaque, sont plus complétement décomposés.

Cependant, dans un mémoire récent, Gay-Lussac a reconnu que l'on peut former les nitrites par la combinaison directe des bases terreuses et alcalines avec l'acide nitreux obtenu par la méthode proposée par lui et décrite ci-dessus dans l'article de l'*Acide nitreux*.

Le nitrate de potasse, après sa fusion dans un creuset, devient un nitrite de cet alcali. Quand on le pulvérise, il a une odeur de gaz nitreux. Quand on verse dessus de l'acide nitrique étendu, ou même de l'acide acétique, il se dégage des vapeurs de gaz nitreux, et il paroît d'après cela que l'affinité de cet acide pour les bases est affoiblie par la désoxigénation; car les mêmes effets n'ont pas lieu quand on traite le nitrate par ces acides. La solution de ce sel dans l'eau change le sirop de violette en vert. Ses autres propriétés sont peu connues.

CHAPITRE XIV.

Acide muriatique. — Acide oxi-muriatique, et leurs combinaisons avec les bases.

Nous ne pouvons donner à présent l'histoire de la base de l'acide muriatique, car l'analyse de cet acide n'a pas encore été accomplie d'une manière satisfaisante, même par le moyen des nouveaux pouvoirs et des agens nouveaux qui ont été développés par les découvertes de M. Davy. Par ses expériences, comme par celles des Chimistes françois, il paroît que l'acide muriatique dans la forme la plus pure sous laquelle on l'ait obtenu jusqu'à présent, retient en combinaison un tiers de son poids d'eau, qui est même essentielle à l'exis-

tence de ce gaz; car l'acide ne peut être séparé de sa combinaison avec les alcalis, les terres et les oxides métalliques, par une troisième substance, à moins que celle-ci ne contienne une certaine quantité d'eau.

L'acide oxi-muriatique est un composé de la même base avec une certaine proportion d'oxigène. Dans ce composé, l'eau qui est essentielle à la constitution de l'acide muriatique ordinaire, n'existe pas. Il s'ensuit donc qu'une base quelconque, unie avec l'eau, compose le gaz acide muriatique, et unie avec l'oxigène, l'acide oxi-muriatique.

SECTION PREMIÈRE.

Acide muriatique.

I. L'acide muriatique sous la forme la plus pure existe à l'état de gaz permanent sur le mercure seulement. Pour étudier ses propriétés, il faut donc nécessairement un appareil à mercure.

Pour obtenir le gaz acide muriatique, remplissez la bouteille tubulée (*Pl. II, Fig.* 17) environ au quart ou au tiers de muriate de soude bien sec (sel commun); adaptez-y le récipient rempli d'acide sulfurique concentré, et plongez l'extrémité du tube recourbé sous une cloche remplie de mercure et renversée sur la cuve; ouvrez la communication entre l'acide et le sel en tournant le robinet, et immédiatement au contact de ces deux corps, il se dégagera une immense quantité de gaz acide muriatique. On peut laisser échapper les premières portions qui se dégagent, en plaçant la bouteille sous une cheminée, parce qu'elles sont altérées par le mélange de l'air commun qui existoit dans la bouteille. Les

portions suivantes doivent être conservées pour l'usage, et le gaz pur présentera les propriétés suivantes :

A. Il a une odeur très-piquante, et il est assez caustique pour faire des ampoules à la peau, quand il y est appliqué pendant quelque temps.

B. Quand on le met en contact avec l'air commun, il produit un nuage blanc. Cet effet est dû à son union avec l'humidité qui existe toujours dans l'atmosphère.

C. Il éteint les bougies. Avant que la flamme disparoisse, la partie supérieure devient verdâtre; cette cause n'a pas encore été expliquée. La mèche est aussi entourée d'une vapeur blanche due à la combinaison de l'eau produite par la combustion de la bougie avec le gaz acide muriatique.

D. Il est plus léger que l'air atmosphérique dans la proportion de 173 à 100. Biot et Gay-Lussac cependant établissent sa pesanteur spécifique seulement à 1,278. D'après cela, 1 décimètre cube pèse 1,5551.

E. Il effectue la liquéfaction d'un morceau de glace, au moins aussi rapidement que du charbon rouge.

F. Il est absorbé très-rapidement par l'eau. Une ou deux gouttes d'eau introduites dans une grande cloche remplie de ce gaz, en causent instantanément l'absorption totale. D'après M. Kirwan, 31 centimètres cubes d'eau absorbent 13109 centimètres cubes (c'est-à-dire, 420 fois son volume ou son propre poids) de gaz acide muriatique, et l'eau, par cette absorption, augmente environ d'un tiers de son volume. Les expériences du docteur Thomson indiquent une plus grande absorption, c'est-à-dire, 8437 centimètres cubes, pour 16 centimètres cubes d'eau à la température de 15° centigrades, le baromètre étant à 740,587 millimètres.

Les expériences récentes de Berthollet prouvent que 100 grammes d'eau en absorbent 12,467 de gaz acide muriatique privé de toute son eau en excès, en le passant dans un tube entouré d'un mélange refroidissant. Par cette absorption, on obtient un acide de la pesanteur spécifique de 1061,4. D'après le calcul, il paroît qu'un acide de cette densité contient sur 100 grammes, seulement 8,55 d'acide réel.

G. Le gaz acide muriatique n'est pas décomposé quand on le fait passer sur le charbon rouge, ni par un courant de chocs électriques. L'action de l'électricité dégage cependant une petite quantité de gaz hydrogène provenant de l'eau que le gaz tient en combinaison. Par une évaluation fondée sur cette expérience, j'ai conclu que 1638 centimètres cubes environ de gaz acide muriatique, après avoir été séchés par du muriate de chaux, tiennent en combinaison 64,90 milligr. d'eau (*Trans. Philos.* 1810). Cependant les recherches les plus récentes de Berthollet et de Davy en ont découvert une plus grande proportion. D'après le premier (1), un quart, et selon le second, un tiers du gaz acide muriatique est de l'eau.

Nature de l'acide muriatique.

Il étoit naturel d'attendre, par l'action puissante du potassium, en privant les corps d'oxigène, que si l'acide muriatique étoit un composé d'oxigène avec une base particulière, sa décomposition pourroit être effectuée par le moyen de ce nouveau métal. Les expériences ci-

(1) *Mémoires d'Arcueil*, II, pag. 56.

après ont été faites par M. Davy avec la plus grande attention et avec les résultats suivans.

Il a observé que quand le potassium est introduit dans du gaz acide muriatique séché par du muriate de chaux, il se couvre immédiatement d'une croûte blanche, il s'échauffe spontanément; et que, lorsqu'on le chauffe avec une lampe, il acquiert en quelques parties la température de l'ignition, mais il ne s'enflamme pas. Si le potassium et le gaz sont dans les proportions nécessaires, ils disparoissent entierement l'un et l'autre : il se forme un sel blanc, et il se dégage une quantité de gaz hydrogène pur, égale à environ un tiers du volume originaire du gaz. 518 millim. de potassium absorbent à peu près 533 centim. cubes de gaz acide muriatique; et la quantité de gaz hydrogène dégagé monte à plus de 130 centim. cubes.

Il est remarquable cependant qu'un poids donné de potassium, par son action sur le gaz acide muriatique, dégage exactement la même quantité d'hydrogène que lorsqu'il agit sur l'eau. Ce fait peut être regardé presque comme une preuve que le phénomène dépend seulement de l'eau que le gaz tient en combinaison. Mais la conclusion est décisive en comparant l'acide muriatique réel (que l'on peut obtenir par la précipitation avec le nitrate d'argent) dans le muriate de potasse formé dans l'expérience, avec celui contenu dans un volume égal du gaz lui-même; et si l'on opère exactement, M. Davy observe que l'on ne trouve pas de différence dans le poids des résultats.

Alors l'action du potassium sur le gaz acide muriatique consiste entièrement dans la décomposition de l'eau de ce gaz, et non dans la destruction de la partie

réellement acide. La décomposition de cet acide est donc encore un problème.

Quoique le principal objet des expériences de M. Davy ne soit pas rempli, cependant il trouva dans ses recherches plusieurs faits curieux, dont il est bon de faire connoître quelques-uns.

Il employa, mais sans succès, un grand nombre d'expédiens pour obtenir le gaz acide muriatique libre d'eau. Les matières qui sont capables de le fournir quand l'un ou l'autre contiennent de l'eau, ne peuvent dégager aucun gaz quand ils sont l'un et l'autre dans un état de sécheresse complète. Ainsi l'acide phosphorique sec, ou l'acide boracique mêlés avec du muriate de chaux, et chauffés fortement dans une forge, ne dégagent pas de gaz. Il paroît, d'après cela, que l'eau est un ingrédient essentiel de ce gaz. M. Davy estime la quantité qu'il contient à environ un tiers de son poids.

Cependant, quoique l'acide muriatique ne puisse être obtenu dans un état de séparation complète de l'eau, dans quelques-unes de ses combinaisons, il paroît pourtant ne pas contenir ce fluide. Il est remarquable que dans cet état, quoique son acidité ne soit pas neutralisée, il perd cependant un des caractères les plus distinctifs d'un acide, c'est-à-dire, de rougir le papier de litmus. Ainsi, le liquide composé d'acide muriatique et d'acide phosphoreux, ne change pas la couleur du papier de litmus parfaitement sec, mais il le rougit à l'instant quand il est humide. Tous les acides fluides sont aussi de bons conducteurs de l'électricité; mais ce composé d'acide muriatique sans eau (comme celui avec l'acide phosphoreux) ne sont aucunement conducteurs.

Il est aussi très-remarquable que l'acide muriatique qui existe dans ces composés liquides, est rendu gazeux par l'addition de l'eau; confirmation du principe que l'eau est essentielle à la constitution de ce gaz.

De toutes les substances acides connues, M. Davy observe (*Phil. Trans.* 1809, pag. 468) que l'acide muriatique sec semble posséder les pouvoirs les plus forts et les plus étendus de combinaison. Il s'unit avec tous les acides, excepté l'acide carbonique, avec tous les oxides (en y comprenant l'eau), avec tous les corps composés inflammables, excepté les matières charbonneuses et les métaux. S'il pouvoit être obtenu sous la forme de pureté, il seroit probablement un des agens les plus puissans en Chimie.

Procédé pour préparer l'acide muriatique liquide.

Dans une cornue tubulée placée sur un bain de sable, introduisez huit parties de muriate de soude sec, et adaptez à la tubulure avec du lut gras le tube recourbé (*Pl.* II, *Fig.* 26 *a*); au col de la cornue, fixez le récipient tubulé (*Pl.* III, *Fig.* 30 *b*) par le moyen du même lut, et à l'ouverture de celui-ci, placez un tube recourbé deux fois à angles droits, et garni d'une boule de Welther pour prévenir l'absorption (*Pl.* III, *Fig.* 31 *b*), sa plus longue branche se termine au fond de l'eau contenue dans une bouteille à deux tubulures. De l'autre tubulure, part un second tube courbé à angles droits, et qui se termine de la même manière dans une seconde bouteille contenant de l'eau. Lutez bien exactement toutes les jointures; versez graduellement au travers du tube recourbé six parties en poids d'acide sulfu-

rique concentré, et en ne faisant ces additions qu'à un certain intervalle l'une de l'autre. A chaque effusion de l'acide, il se dégagera une grande quantité de gaz acide muriatique, que l'eau de la première bouteille absorbera jusqu'à ce qu'elle soit saturée. Le gaz passera alors dans la seconde bouteille, et y sera absorbé. L'eau employée doit former la moitié du poids du sel, et doit être distribuée également dans les deux bouteilles, qu'il est bon d'entourer avec de l'eau froide, ou, ce qui est préférable, avec de la neige ou de la glace, parce que la condensation du gaz développe une quantité de chaleur considérable qui empêche l'eau d'atteindre son *maximum* d'imprégnation. Quand tout l'acide sulfurique a été ajouté, et qu'il ne se dégage plus de gaz, allumez le feu dans le fourneau sous le bain de sable, en ôtant le tube recourbé *a*, et y substituant un bouchon à l'émeri qui ferme bien. Ceci renouvellera la production du gaz, et la température doit être gardée à ce point aussi long-temps qu'il se dégage du gaz. A cette période, il est nécessaire de tenir les luts qui réunissent la cornue au récipient parfaitement froid, autrement ils pourroient se fondre. Je préfère pour cette jonction le lut d'argile et de sable, mais il exige de l'adresse. Vers la fin de l'opération, un liquide coloré en brun se condense dans le premier récipient; il consiste en un mélange d'acide sulfurique et muriatique. Quand il ne passe plus rien, l'opération doit être suspendue, et le liquide conservé dans les deux bouteilles garnies de bouchons de verre. Il consiste en acide muriatique liquide.

L'acide muriatique liquide peut être obtenu aussi en délayant l'acide sulfurique avec l'eau nécessaire pour la condensation du gaz, et ajoutant après le refroidis-

tement l'acide étendu au sel contenu dans la cornue. On doit luter à la cornue une alonge avec du lut de sable et d'argile, et elle doit être terminée dans un grand récipient tubulé, de l'ouverture duquel s'élève un tube de Welther qui se termine au fond de la bouteille à deux tubulures où l'on place quelques grammes d'eau. Le feu doit être allumé alors sous le bain de sable, et continué aussi long-temps qu'il passe du liquide. L'alonge et le récipient doivent être tenus froids par l'application constante des linges mouillés.

Les proportions indiquées par le Collége de Médecine de Londres, sont quatre parties de sel sec, trois d'acide sulfurique et trois d'eau, le tout en poids. On prescrit de mêler l'acide et un tiers de l'eau dans une cornue de verre. Quand le mélange est froid, on ajoute le sel, et on verse le reste de l'eau dans un récipient; et la cornue et le récipient étant lutés ensemble, l'acide muriatique doit être distillé dans ce dernier par une chaleur élevée graduellement jusqu'au rouge. Si tout l'acide, l'eau et le sel étoient introduits en une seule fois dans la cornue, la première application de la chaleur dégageroit ce gaz acide muriatique, sans qu'il y ait assez d'eau pour le condenser, et une partie se perdroit. Il faut avoir soin de ne placer le lut que quand tout l'air commun est dégagé. La charge ne doit pas occuper plus de la moitié de la capacité de la cornue, et ce vase peut être conservé après l'opération, en y versant de l'eau à 100°, quand les matières qui restent après la distillation sont refroidies à peu près à cette température. Le poids de l'acide produit égalera, ou excédera peu celui du sel employé (1).

(1) En calculant sur la base établie ci-dessus par M. Berthollet

Si l'acide muriatique ainsi obtenu contenoit de l'acide sulfurique (ce que l'on connoîtroit s'il occasionne un précipité blanc dans le muriate de barite), l'acide doit être redistillé sur une nouvelle portion de muriate de soude. Quand il est préparé avec l'appareil de Woulfe, le produit dans la seconde bouteille est toujours parfaitement pur.

L'acide formé par le dernier procédé a une pesanteur spécifique seulement d'environ 1170; mais par l'appareil de Woulfe, et principalement quand les bouteilles sont entourées de glace ou de neige, elle approche de 1500. Cependant l'acide qui a une pesanteur spécifique moins grande est le meilleur pour garder, car l'acide dense dégage une grande quantité de fumées qui ont beaucoup d'inconvéniens, et qui oxident tous les instrumens métalliques.

Le résidu consiste en sulfate de soude avec un peu de muriate de soude non décomposé. Le premier peut être obtenu sous forme cristallisée, en chassant par une forte chaleur l'excès d'acide sulfurique qui y adhère, et dissolvant dans l'eau froide. Le sulfate de soude produit excède la quantité de muriate employé dans la proportion d'environ huit à neuf *par quintal.*

L'acide muriatique liquide a les propriétés suivantes:

1. Il émet une vapeur blanche suffoquante; elle consiste en gaz acide muriatique, qui devient visible par le contact de l'humidité de l'air.

---

et admettant que le muriate de soude contient 46 *pour cent* d'acide, 100 parties de sel commun, en supposant qu'il soit entièrement décomposé par l'acide sulfurique, et qu'il ne se perde pas de gaz, porteront 368 parties d'eau à la densité de 1160, et donneront 414 parties d'acide liquide de cette pesanteur spécifique.

2. Chauffé dans une cornue ou dans une bouteille à gaz, le gaz acide muriatique est dégagé, et peut être recueilli sur le mercure.

3. L'acide muriatique liquide n'est pas décomposé par le contact du charbon, des huiles essentielles, ou d'autres corps combustibles.

4. Délayé avec l'eau, il ne produit pas une élévation sensible de température.

5. Dans l'état de pureté parfaite, il est sans couleur; mais il est fréquemment un peu jaunâtre. Cela provient, soit d'une portion d'acide muriatique oxigéné, ou de muriate de fer, mais je crois, plus communément de ce dernier; cette couleur est instantanément détruite par quelques gouttes de muriate d'étain.

6. L'acide muriatique se combine facilement avec les alcalis, et avec presque toutes les terres, soit dans leur état de pureté, ou dans celui de carbonate.

SECTION II.

Muriates.

ART. I. *Muriate de Potasse.*

Le muriate de potasse peut être obtenu en saturant de l'acide muriatique avec du carbonate de potasse, et évaporant la solution jusqu'à ce que le sel cristallise. Ses cristaux ont une forme cubique, et une saveur amère désagréable, ils se dissolvent dans trois fois leur poids d'eau à 15°, et dans un peu moins d'eau bouillante. Ils éprouvent peu de changement quand ils sont exposés à l'air; ils décrépitent quand on les jette sur le feu,

mais ils abandonnent seulement une petite portion de leur acide.

D'après les expériences de M. Berthollet, il paroît que ce sel est composé, abstraction faite de l'eau, de

66,66	Potasse.
33,34	Acide.
100,00	

Art. II. *Muriate de Soude.*

Le muriate de soude est cette substance très-connue, *sel commun*, qui est devenue un ingrédient nécessaire dans les alimens de l'homme, et qui est d'une grande utilité dans plusieurs arts.

Sa composition peut être prouvée par l'union directe de l'acide muriatique avec la soude.

Pour les expériences, on peut employer le sel commun que l'on trouve dans le commerce. On doit le purifier en ajoutant à sa solution dans l'eau, une solution de carbonate de soude, jusqu'à ce qu'il ne se produise plus de nuage blanc; filtrant la solution et l'évaporant, jusqu'à ce qu'il cristallise.

II. Ses propriétés sont les suivantes :

1. Il cristallise en cubes réguliers, qui quand le sel est pur, changent peu par leur exposition à l'air. Cependant le sel du commerce acquiert une augmentation de poids, par l'absorption de l'humidité. Les différentes formes de sel gemme, sel de salaison, sel de mer, sous lesquelles il se présente, proviennent plutôt de la différence de grosseur et de compacité du grain, que d'une différence essentielle de composition chimique.

2. Il exige pour sa solution deux fois et demi son poids d'eau à 15° centigrades, et l'eau chaude n'en prend guère plus. De là, sa solution cristallise, non comme celle du nitre, par refroidissement, mais par évaporation.

3. Quand il est chauffé graduellement il se fond, et forme quand il est froid, une masse compacte et solide.

4. Chauffé soudainement, comme en le projettant sur des charbons rouges, il décrépite. Cependant il ne peut, après qu'il a été séché à la température de l'eau bouillante, perdre par ignition plus de deux ou trois parties d'eau *pour cent*.

5. Il n'est pas décomposé, quand on le chauffe en contact avec des substances inflammables.

6. Mêlé avec du charbon ou du soufre en poudre; et fondu dans un creuset, il ne souffre pas de décomposition ou de changement essentiel, parce que l'acide muriatique, s'il contient de l'oxigène (ce qui n'a pas encore été bien prouvé), retient cette base plus fortement qu'elle n'est attirée par les corps combustibles.

7. Il est décomposé par le carbonate de potasse, dont l'alcali se combine avec l'acide muriatique, et l'acide carbonique se porte sur la soude. On obtient par là du muriate de potasse et du carbonate de soude. Le procédé pour opérer cette décomposition en grand, est décrit par Westrumb, dans le *Journal de Crell*, tom. II.

8. Il est décomposé par l'acide sulfurique de la manière décrite ci-dessus. L'acide nitrique sépare aussi l'acide muriatique.

Il consiste d'après d'Arcet (1), dont l'évaluation est sanctionnée par Gay-Lussac, en

(1) M. d'Arcet s'est servi du sous-carbonate de soude pour for-

50,73	Alcali.
49,27	Acide.
100,00	

Cependant le docteur Marcet (*Phil. Trans.* 1807), dont les analyses se distinguent par leur exactitude, regarde ce sel comme composé de

46	Acide.
54	Soude.
100.	

Art. III. *Muriate d'Ammoniaque.*

I. Si on mêle ensemble des mesures égales de gaz ammoniac et de gaz acide muriatique sur le mercure, ils sont immédiatement et totalement condensés; il se forme un nuage blanc, et il se dépose sur les parois du vase une substance solide. C'est du muriate d'ammoniaque. Il est composé en poids de

38,35	Alcali.
61,65	Acide.
100,00	

Pour faire des expériences, on peut se le procurer dans le commerce, où il est connu sous le nom de sel ammoniac.

Il a les propriétés suivantes :

A. Il est volatilisé sans décomposition, et par conséquent peut être sublimé.

---

mer du muriate de soude, et déterminer la proportion des élémens de ce sel. (*Note du traducteur.*)

B. Il est facilement soluble dans l'eau, dont trois parties et demi à 15°, prennent une de sel. Pendant la solution il y a beaucoup de calorique absorbé. Il est plus soluble dans l'eau bouillante, et sa solution donne en refroidissant, des cristaux réguliers.

C. Il attire légèrement l'humidité de l'air.

D. Par l'addition d'une solution de potasse ou de soude pures, l'ammoniaque est dégagée, comme on s'en convainct par l'odeur piquante qui s'élève d'un mélange de ces deux corps, parfaitement inodores quand ils sont séparés.

E. Il est aussi décomposé par la barite, la strontiane, la magnésie et la chaux.

La chaux est généralement employée pour séparer l'alcali volatil, et l'obtenir à l'état liquide. On mêle deux parties de chaux pulvérisée et tamisée, avec une de muriate d'ammoniaque, et on les introduit dans une cornue dont le col doit être luté (avec des morceaux de vessie mouillée, attachés avec de la corde), à un récipient tubulé (*Pl.* III, *Fig.* 31, *a*); de l'autre ouverture du récipient, part un tube courbé à angle droit, avec l'addition de Welther (*Pl.* III, *Fig.* 31, *b*), qui se termine dans l'eau contenue dans une bouteille à deux tubulures (*c*). Cette bouteille communique par un tube recourbé à une seconde bouteille semblable (*d*) contenant (comme la première) une quantité d'eau égale en poids, au quart du muriate d'ammoniaque. La décomposition s'effectue par la chaleur, et le gaz est absorbé par l'eau contenu dans les bouteilles, qui doivent être entourées de glace ou de neige. L'eau acquiert une odeur piquante, et quand elle est saturée, sa pesanteur spé-

cifique est abaissée à 0,9684. Cette solution aqueuse chauffée dans une bouteille de verre, perd l'ammoniaque, qui passe sous la forme de gaz, et peut être reçue sur le mercure.

On peut obtenir aussi une solution d'ammoniaque dans l'eau, de la manière suivante :

Délayez deux parties de chaux vive, avec deux parties d'eau, et ajoutez-y après le refroidissement, une partie de muriate d'ammoniaque, et six parties d'eau. Agitez le mélange, et l'introduisez dans une cornue; lutez avec un récipient, et séparez par la distillation une partie du liquide. Cependant le premier procédé est incomparablement le meilleur.

Quand on distille dans une cornue un mélange d'une partie de muriate d'ammoniaque et de carbonate de chaux (craie), tous les deux en poudre, et parfaitement secs, il se condense à la partie supérieure du récipient une substance blanche solide. C'est le carbonate d'ammoniaque, et ce procédé est celui par lequel, avec la substitution de vases sublimatoires appropriés, on prépare le carbonate pour le commerce. Cette opération fournit un exemple de double affinité. L'acide carbonique se porte de la chaux sur l'ammoniaque, pour former du carbonate d'ammoniaque, et l'acide muriatique s'empare de la chaux, et forme du muriate de chaux.

Art. IV. *Muriate de Barite.*

On le prépare en dissolvant le carbonate natif ou artificiel de barite, dans l'acide muriatique étendu, ou si l'on n'a ni l'un ni l'autre, on emploie le sulfure. Le fer et le plomb qui sont dissous quelquefois avec la barite, peuvent être séparés par l'addition d'une

petite quantité d'ammoniaque liquide, en faisant bouillir et agitant la solution avec un peu de chaux filtrée et évaporée; la solution fournit des cristaux réguliers, qui ont le plus communément la forme de tables, dont les bords sont en équerre, ou formées de pyramides à huit pans appliquées base à base. Ils se dissolvent dans six parties d'eau à 15°, ou dans une petite quantité d'eau bouillante, ainsi que dans l'alcool : ils ne sont pas altérés par leur exposition à l'air, et ne sont décomposés que partiellement, par une haute température. L'acide sulfurique en sépare l'acide muriatique, et le sel est décomposé aussi par les carbonates et les sulfates alcalins. D'après M. Aikin (*Nich. Jour.*, XXII), le muriate de barite contient après qu'il est séché,

26,86	Acide.
73,14	Eau.
100,00	

Et le muriate cristallisé consiste en

22,93	Acide.
62,47	Base.
14,60	Eau.
100,00	

ART. V. *Muriate de Strontiane.*

Il peut être obtenu en suivant le même procédé que celui employé pour préparer le muriate de barite. La solution donne de longs prismes hexagonaux déliés, qui sont solubles dans deux parties d'eau à 15°, et à peu près autant dans l'eau bouillante. Ils sont déli-

quescens dans une atmosphère humide; ils se dissolvent dans l'alcool, et donnent à sa flamme une couleur rouge de sang.

Art. VI. *Muriate de Chaux.*

Ce sel peut être obtenu en dissolvant du carbonate de chaux dans l'acide muriatique, ou en dissolvant la partie soluble du résidu, qui reste après la distillation du mélange de muriate d'ammoniaque et de chaux.

La solution cristallise en prismes à six pans striés, terminés par des pyramides tranchantes. Evaporée à consistance sirupeuse, et exposée à une température de 0°, ce sel forme une masse compacte, composée d'une infinité de petits cristaux en aiguilles, se croisant confusément.

Ces cristaux se dissolvent dans moitié de leur poids d'eau froide, et en quantité illimitée dans l'eau bouillante, étant solubles dans leur eau de cristallisation. Ils tombent rapidement en déliquescence à l'air, et entrent en fusion quand on les chauffe. Après avoir été fondue à une forte chaleur, la masse contient encore de l'eau; car chauffée avec de la limaille de fer, elle donne beaucoup de gaz hydrogène. Fondus dans un creuset, et traités de la même manière que le nitrate de chaux, ces cristaux donnent un phosphore solaire appelé du nom de celui qui le découvrit, *Phosphore de Homberg.* Mêlés avec de la neige, ils produisent un froid très-intense, comme nous l'avons dit ci-dessus.

Art. VII. *Muriate de Magnésie.*

C'est aussi un sel déliquescent et difficile à faire cristalliser; il a une saveur extrêmement amère, est soluble dans

son propre poids d'eau, et dans cinq fois son poids d'alcool. Comme les muriates précédens, il est décomposé par une haute température.

Les muriates de magnésie et de chaux, se trouvent presque toujours mélangés au muriate de soude, et donnent à ce sel une partie de sa propriété déliquescente; ils augmentent aussi son pouvoir de conserver les alimens; ils se trouvent en dissolution dans l'eau de la mer.

ART. VIII. *Muriate d'Alumine.*

Il peut être formé en dissolvant dans l'acide muriatique de l'alumine nouvellement précipitée, mais l'acide est toujours en excès : il est à peine possible d'obtenir ce sel en cristaux, car par l'évaporation il prend la forme d'une gelée épaisse; il est extrêmement soluble dans l'eau, et tombe en déliquescence quand il est sec. A une haute température, il abandonne entièrement son acide.

ART. IX. *Muriate de Glucine.*

Ce sel est peu connu. Comme tous les sels de glucine, il a une saveur sucrée, et cristallise plus facilement que le nitrate.

ART. X. *Muriate de Zircone.*

La zircone nouvellement précipitée, est facilement soluble dans l'acide muriatique. Ce composé est incolore, a une saveur astringente, et donne par l'évaporation, de petites aiguilles, qui perdent leur transparence à l'air; il est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool; il est décomposé par la chaleur, et par la salive. L'acide gallique versé dans sa solution, précipite, s'il est bien exempt

de fer, une poudre blanche. Le carbonate d'ammoniaque donne un précipité qui est redissous par un excès de carbonate.

Art. XI. *Muriate d'Ittrya.*

Ce composé a beaucoup de ressemblance avec le nitrate de la même base. Comme ce sel, il est difficile à dessécher, et attire l'humidité de l'air : il ne peut cristalliser quand on l'évapore, mais il forme une gelée.

SECTION III.

Acide Muriatique Oxigéné.

I. Cet acide peut être formé par l'un des procédés suivans, qui cependant, ne donnent pas un gaz d'une composition exactement semblable. Celui obtenu par la troisième méthode, est le meilleur pour examiner son effet sur les substances combustibles.

Ier. Procédé. Introduisez dans une cornue tubulée, 240 grammes d'acide muriatique liquide, et 120 gramm. d'oxide noir de manganèse en poudre très-fine. Ce mélange étant exposé à la chaleur d'une lampe, il se produira un gaz que l'on peut recevoir sur l'eau à la manière accoutumée. Les matières ci-dessus fourniront environ 21 mètres cubes de ce gaz.

IIe. Procédé. Mêlez ensemble 240 grammes de muriate de soude (sel commun), et 90 grammes d'oxide de manganèse en poudre; introduisez ce mélange dans une cornue tubulée, et versez dessus 120 grammes d'acide sulfurique, étendu auparavant de 120 grammes d'eau, et qui a été bien refroidi après la dilution. On peut employer aussi les proportions indiquées par Thénard, c'est-

à-dire, 1750 parties de muriate de soude, 450 d'oxide de manganèse, et acide sulfurique et eau 800 parties de chacun. En appliquant une chaleur légère, le gaz se dégagera comme dans le premier procédé. Comme ce gaz est absorbé par l'eau, quoique lentement, on peut le recevoir dans des bouteilles remplies d'eau, renversées sur la cuve, et garnies de bouchons de verre; il faut placer les bouchons sous l'eau, tandis que les bouteilles sont renversées.

IIIe. Procédé. Ajoutez à trente grammes d'acide muriatique contenu dans une bouteille à gaz, 3 ou 4 grammes du sel que nous allons décrire, muriate suroxigéné de potasse : si l'acide est bien concentré, le gaz se dégagera sans l'application de la chaleur; quand il cessera de se produire, on en renouvellera le dégagement par une légère chaleur, comme celle obtenue en plongeant la bouteille dans l'eau chaude. Recevez le gaz dans des bouteilles pouvant se boucher exactement, et quand elles seront pleines, placez le bouchon, et renversez les bouteilles dans le mercure.

Comme le gaz produit par ces divers procédés est absorbé rapidement par l'eau froide, l'eau de la cuve où on le reçoit, doit être chauffée à environ 60 ou 90° centigrades; et le gaz peut rester alors en contact avec l'eau, jusqu'à ce que l'on s'en serve. Le mercure n'est pas employé pour le recevoir, parce que ce gaz exerce une grande action sur ce métal.

Le gaz acide muriatique oxigéné a les propriétés suivantes :

A. Il a une couleur jaune foncée.

B. Il a une odeur piquante et suffocante. En travaillant sur ce gaz, il faut prendre grand soin qu'il ne

s'en échappe une quantité considérable dans le laboratoire, car son action sur les poumons est extrêmement nuisible et douloureuse; il est plus léger que l'air commun (en prenant la base donnée par Gay-Lussac), dans la proportion de 2470 à 1000; il est composé de

77,65	Acide muriatique.
22,35	Oxigène.
100,00	

C. A une température de 4°, il se réduit en liquide, et se condense sur les parois du vase. C'est à cause de cette propriété que quelques chimistes ont prétendu, qu'il devoit être classé parmi les vapeurs et non parmi les gaz.

Quand on entoure de glace ou de neige, une bouteille remplie de ce gaz, il forme à la surface une concrétion solide, de couleur jaunâtre, ressemblant par ses ramifications, à la glace qui se dépose sur la surface des carreaux pendant la gelée. Par un accroissement modéré de chaleur, comme 10° centigrades, cette croûte se fond en un liquide huileux jaunâtre, qui par une plus grande élévation de température, passe à l'état de gaz.

D. L'acide muriatique oxigéné exerce des effets très-puissans sur divers corps combustibles, soit aériformes, liquides ou solides.

1. Prenez une fiole garnie d'un bouchon de verre, qui ferme exactement, remplissez-la d'un mélange de gaz hydrogène et de gaz acide muriatique oxigéné, obtenu par le troisième procédé, dans la proportion de trois du premier, et quatre du second. Placez le bouchon, et renversez la bouteille sous l'eau pendant 24 heures. En ôtant le bouchon, presque tout ce gaz disparoîtra,

et le reste sera absorbé par l'eau. Dans cette expérience, l'oxigène du gaz acide se combine avec l'hydrogène, et forme de l'eau, et l'acide revient à l'état d'acide muriatique ordinaire.

2. Mêlez dans l'eudiomètre (*Pl.* II, *Fig.* 28 ou 29), trois mesures de gaz hydrogène, et quatre de gaz acide muriatique oxigéné; en faisant passer une étincelle électrique au travers du mélange, il y aura une détonation, et presque tout sera absorbé. Les proportions d'hydrogène et de gaz oximuriatique purs, nécessaires pour une saturation mutuelle, sont d'après M. Cruikshank, de 3 du premier, et $3\frac{1}{2}$ du second. Cependant il est plus vrai de dire, comme Gay-Lussac l'a établi, que l'oxigène dans ce gaz est exactement égal à la moitié de son volume; il doit saturer précisément son volume égal de gaz hydrogène.

Un fait singulier touchant les rapports mutuels des gaz acide oxi-muriatique et hydrogène, a été observé par Gay-Lussac, et par M. Dalton, qui n'avoit aucune connoissance de ces expériences. Un mélange des deux gaz dans les proportions propres, est lentement absorbé dans les circonstances ordinaires; mais si les rayons directs du soleil viennent à tomber sur ce mélange, les deux gaz diminuent avec une rapidité considérable, et s'il y en a une grande quantité, ils détonent. C'est un exemple frappant de l'action de la lumière pour déterminer la combinaison chimique.

3. Les expériences précédentes peuvent être répétées en substituant le gaz hydrogène carburé retiré du charbon humide, du charbon de terre distillé, ou de l'eau stagnante. Cependant il faut employer une plus grande proportion de gaz oxi-muriatique, c'est-à-dire, 3 ou 4

mesures pour une du gaz combustible. Dans ce cas aussi, la diminution n'est pas complète, car il reste une portion de gaz acide carbonique, qui peut être absorbée par l'eau de chaux. Si l'on brûle avec l'un de ces gaz, une quantité de gaz oxi-muriatique, moindre que celle qui est nécessaire pour la saturation, il se fait une précipitation abondante de charbon. Les rayons directs du soleil accélèrent aussi l'action de l'acide oxi-muriatique sur le gaz hydrogène carburé, et même occasionnent l'explosion du mélange.

4. L'oxide carbonique est converti en acide carbonique, par son contact avec le gaz oxi-muriatique. Mêlez deux parties d'oxide carbonique avec $\frac{2}{7}$ de gaz oxi-muriatique, et introduisez le tout dans une bouteille entièrement remplie du mélange, laissez l'y 24 heures. En enlevant à cet instant le bouchon sous l'eau, ce liquide s'élancera dans la bouteille et la remplira jusqu'aux deux tiers. Le tiers restant est de l'acide carbonique, absorbable par l'eau de chaux; il est remarquable qu'un mélange de ces deux gaz ne peut être enflammé par une étincelle électrique, et n'est pas affecté par l'action directe des rayons du soleil, comme l'hydrogène et ses composés.

5. Le gaz oléfiant, présente quand on le mêle avec du gaz acide oxi-muriatique, un effet très-singulier; il diminue de volume, aussi rapidement que l'oxigène par le gaz nitreux, et il se forme une couche mince d'huile à la surface de l'eau. Les proportions nécessaires pour une condensation complète, sont $2\frac{1}{2}$ mesures de gaz oléfiant, et 3 de gaz oxi-muriatique. Ce phénomène n'est pas encore parfaitement expliqué.

6. Le gaz oxi-muriatique n'exerce pas d'action sur

le nitrogène, mais il condense le gaz nitreux, de la même manière que le gaz oxigène.

7. Quand on le mêle avec du gaz hydrogène sulfuré, il occasionne une condensation, et une précipitation de soufre; il condense le gaz acide sulfureux en acide sulfurique.

8. Le phosphore introduit dans le gaz acide oxi-muriatique, prend feu spontanément, et brûle avec force. Les résultats de cette combustion ont été principalement examinés par M. Davy. Il introduisit du phosphore dans un récipient vide d'air, et y fit entrer du gaz acide oxi-muriatique. Le phosphore prit feu, et brûla avec une flamme blanche pâle; il se rassembla un sublimé blanc au haut de la cloche, et un fluide aussi limpide que de l'eau coula le long de ses parois. Il n'y eût pas d'acide muriatique mis en liberté, mais il trouva cet acide en combustion intime avec l'acide phosphorique, et constituant le sublimé blanc, et uni à de l'acide phosphoreux, dans le liquide condensé.

9. Il n'enflamme pas le soufre; mais un morceau de soufre fixé à l'extrémité d'un tube de verre, et placé dans ce gaz, s'oxide lentement, et coule sous forme liquide.

En faisant passer un courant de ce gaz au travers des fleurs de soufre, le docteur Thomson a obtenu une nouvelle combinaison d'oxide de soufre et d'acide muriatique, qu'il appelle *Sulfure d'acide muriatique*. Son mémoire sur les propriétés de cette substance, se trouve dans le sixième volume du *Journal de Nicholson*. Plus récemment elle a été examinée par Berthollet fils, (*Mémoires d'Arcueil, I*), qui le regarde comme un composé triple d'oxigène, de soufre et d'acide mu-

riatique, parfaitement exempt d'acide sulfurique et sulfureux.

10. Du charbon de hêtre en poudre très-fine, et parfaitement sec, est enflammé par ce gaz. Le phosphore d'Homberg l'est également.

Cependant, M. Davy, dans ses *Transactions Philosophiques* (pour 1809, page 466), a donné le détail d'une expérience dans laquelle le charbon à l'état d'ignition, mis en contact avec le gaz muriatique oxigéné, s'éteignoit instantanément. Quand il garda du charbon chauffé fortement dans un ballon rempli de gaz acide oxi-muriatique, le même effet fut produit. L'hydrogène, dégagé du charbon, s'unit à une portion de l'oxigène de l'acide, et forme de la vapeur aqueuse, qui donne de l'acide muriatique simple avec la portion d'acide désoxigéné. Après que cet effet a eu lieu, il ne se fait pas de changement subséquent. Cela fournit une preuve additionnelle à tant d'autres, que l'acide oxi-muriatique ne peut être décomposé sans la présence de l'hydrogène ou de l'eau.

11. Presque tous les métaux dans un état de division très-grand, prennent feu spontanément, et brûlent dans ce gaz. Les métaux bien malléables, comme l'or, l'argent, etc. qui peuvent être réduits en feuilles extrêmement minces, peuvent être projetés dans ce gaz à cet état. Les autres, comme le zinc, le cuivre, etc. doivent être employés à l'état de limaille très-fine. Les métaux les plus facilement oxidables brûlent avec le plus d'éclat. La proportion est d'environ 40 grammes de chaque métal pour 655 centimètres cubes de gaz. Il faut mettre un peu de sable dans le fond du récipient pour éviter qu'il ne se brise.

L'antimoine métallique brûle avec une flamme blanche très-brillante, et émet des étincelles. L'arsenic produit une flamme vert-clair ou bleue, accompagnée d'étincelles et d'une fumée blanche très-épaisse; le bismuth brûle avec une flamme bleuâtre, le nickel avec une jaunâtre; le cobalt donne une flamme blanche-bleuâtre, le zinc une flamme blanche et des étincelles; l'étain une lumière blanche-bleuâtre; le plomb une flamme blanche claire; le cuivre une lumière rouge qui s'étend lentement; et le fer une lumière rouge-clair. Dans toutes ces expériences, la température du gaz ne doit pas être au-dessous de 21°; et pour garantir leur succès, il doit être préparé par le troisième procédé.

E. Le gaz muriatique oxigéné détruit toutes les couleurs végétales. On peut s'en convaincre en passant au travers de l'eau impregnée de ce gaz un morceau de papier ou de linge, teint avec le litmus, dont la couleur disparoîtra promptement. D'après cette propriété, ce gaz a été appliqué au blanchiment; son efficacité, sous ce rapport, peut être démontrée en y renfermant un morceau de toile de coton écrue.

F. Ce gaz est absorbé par l'eau lentement, si on le laisse en repos au-dessus de l'eau, et rapidement, si on l'agite.

La meilleure manière d'imprégner de l'eau de ce gaz est de se servir de l'appareil de Woulf, dont les bouteilles soient entourées d'un mélange refroidissant. Le volume précis du gaz que l'eau est susceptible d'absorber, n'est pas bien connu. D'après les proportions établies par Berthollet, 1000 grammes d'eau à la température de 6° centigrades, prennent 1073 grammes de gaz, et acquièrent une pesanteur spécifique de 1003.

G. La solution aqueuse, quand elle est parfaitement dépourvue d'acide muriatique, n'est pas acide, mais elle a une saveur amère. On peut s'assurer de sa pureté au moyen d'une solution de nitrate de mercure, qui précipite par l'acide muriatique, et qui n'est pas précipité par l'acide muriatique oxigéné.

H. Cette solution prend la couleur et l'odeur particulières au gaz, et acquiert la propriété de détruire les couleurs végétales; d'après cela, elle peut être employée au blanchiment (1).

On peut s'assurer que son action de blanchir provient de la décomposition de cet acide, et l'on recon-

---

(1) *Blanchiment des toiles de coton, de chanvre et de lin.*

1°. On trempe les toiles dans l'eau chaude pour enlever les matières que ce liquide peut dissoudre;

2°. On les fait ensuite bouillir dans une lessive de potasse ou de soude, dans les proportions de 1 ou 2 parties d'alcali et 20 parties d'eau;

3°. Quand elles ne colorent plus ces lessives, on les plonge dans l'acide muriatique oxigéné, on les y laisse 4 ou 5 heures, l'oxigène s'unit aux parties colorantes, et les rend solubles dans l'alcali;

4°. On les porte ainsi 4 ou 5 fois alternativement de l'alcali dans l'acide;

5°. On les frotte avec de l'eau de savon chaude, pour effacer la couleur noire de certains fils, et pour entraîner l'acide muriatique oxigéné qui s'attache aux toiles.

6°. On les agite dans 50 parties d'eau, et 1 d'acide sulfurique; ce peu d'acide dissout la chaux et l'oxide de fer contenus dans les végétaux. Ces toiles ont alors une blancheur éclatante. Mais il faut avoir soin de les bien laver dans l'eau pour ôter l'acide sulfurique qui les brûleroit quand elles seroient sèches : on finit par leur donner un dernier savonage qui leur enlève l'apreté due aux acides, et leur donne de la souplesse et de la douceur.

(*Note de M. Bornot.*)

noît la perte de son oxigène, en examinant une portion du liquide qui a servi à blanchir plusieurs morceaux de toile de coton écrue. On trouvera que la liqueur a presque entièrement perdu son odeur, et qu'elle précipite abondamment le nitrate de mercure.

I. Quand cette solution est exposée à une température un peu au-dessus de la congélation, le gaz qui lui est combiné se sépare sous la forme d'un liquide plus pesant que l'eau.

K. L'acide muriatique oxigéné n'est pas décomposé à la température de l'eau bouillante, car il peut s'élever à la distillation et se condenser sans changement.

L. Quand la solution est exposée aux rayons directs du soleil, l'acide muriatique oxigéné est décomposé; son oxigène se dégage sous la forme de gaz, et il se réduit à l'état d'acide muriatique. On peut recueillir le gaz oxigène, en plaçant la solution dans une bouteille à gaz garnie d'un bouchon et d'un tube recourbé qui se termine dans l'appareil pneumato-chimique.

M. L'acide muriatique oxigéné se combine avec les alcalis; il forme des composés particuliers.

SECTION IV.

Muriates sur-oxigénés.

ART. Ier. *Muriate sur-oxigéné de potasse.*

Les propriétés de ce sel ont été découvertes par Berthollet. On l'obtient en faisant passer du gaz acide muriatique oxigéné, tel qu'il sort d'un mélange de muriate de soude, d'acide sulfurique et de manganèse (*Voy. la section précédente, deuxième procédé*) au travers

d'une solution de potasse caustique. On peut employer l'appareil de Woulf, en se servant seulement d'une bouteille à trois tubulures, adaptée au balon. Le tube qui plonge dans la solution alcaline, doit avoir au moins 12 millimètres de diamètre, pour empêcher qu'il ne se bouche par quelque cristal qui pourroit s'y former. La solution saturée de gaz doit être évaporée lentement, et les premiers cristaux doivent seuls être conservés pour l'usage, car les produits qui suivent consistent seulement en muriate de potasse. Maintenant, quand l'acide a été d'abord en contact avec la solution alcaline, il étoit simplement acide muriatique oxigéné; il s'ensuit qu'une partie de cet acide doit avoir été désoxigénée pendant son absorption, et être revenue à l'état d'acide muriatique. Supposons que l'acide muriatique oxigéné, quand il est en contact avec la solution alcaline, se divise en deux portions; l'une cède son excès d'oxigène à l'autre, et revient à l'état d'acide muriatique, et en se combinant à l'alcali, forme du muriate de potasse. La dernière portion est donc de l'acide muriatique oxigéné, plus une certaine quantité d'oxigène; et cet acide s'unissant avec une autre portion d'alcali, forme un sel que M. Chenevix a appelé *Muriate sur-oxigéné*. Strictement parlant, il ne doit pas exister de muriates oxigénés simples; car dans toute cette classe de sels, l'acide contient 65 *pour cent* d'oxigène, tandis que l'acide oxigéné en contient 16 *pour cent*. On devroit s'attendre qu'un acide plus fort, comme l'acide sulfurique, dégageroit de ces sels l'acide muriatique sur-oxigéné sous la forme de gaz; mais cet acide, à la température necessaire pour son dégagement, est décomposé en partie, et revient à peu près à l'état d'acide oxigéné.

que le camphre, la résine, la cire, la gomme élastique, etc. (Davy).

L'acide muriatique, comme nous l'avons établi ci-dessus, peut être changé en acide oxi-muriatique; et l'addition de quelques centigrammes de ce sel a 30 grammes d'acide, procurent à ce dernier la propriété de détruire les couleurs végétales.

G. Ce sel exerce une action puissante sur les corps inflammables.

1. Pulvérisez 2 centigrammes de ce sel dans un mortier, et ajoutez-y 1 centigr. de soufre; mêlez bien exactement par une trituration légère; et ayant rassemblé le mélange sur un point du mortier, donnez brusquement un fort coup de pilon, il se fera une détonation très-bruyante; ou bien, renfermez ce mélange dans un papier fort, et frappez-le avec un marteau, il se produira une détonation encore plus forte.

2. Mêlez 5 centigrammes de ce sel avec la moitié de cette quantité de poudre de charbon. En triturant fortement ce mélange, il s'enflammera, surtout si on y ajoute un ou deux centigrammes de soufre, mais il ne produira pas beaucoup de bruit.

3. Mêlez une petite quantité de sucre avec moitié de son poids de ce sel, et versez sur ce mélange un peu d'acide sulfurique concentré, il se produira une inflammation rapide et très-violente. Cette expérience, comme celles qui suivent, exige de la précaution.

4. Au centigramme de ce sel pulvérisé dans un mortier, ajoutez environ 50 milligrammes de phosphore; le phosphore détonera, par la plus légère trituration, avec un bruit considérable. La main doit être couverte d'un gant quand on fait cette opération, et il faut prendre

garde que le phosphore enflammé ne saute dans les yeux. Le phosphore peut aussi être enflammé sous l'eau par le moyen de ce sel. On introduit dans une bouteille à vin une partie de phosphore et deux de ce sel; on la remplit à peu près avec de l'eau, et l'on y verse, par le moyen d'un tube de verre plongeant jusqu'au fond, trois ou quatre parties d'acide sulfurique. Le phosphore prend feu et brûle très-vivement sous l'eau. Cette expérience exige de grandes précautions, parce que le phosphore enflammé peut sauter dans les yeux (Davy). L'huile peut être enflammée aussi à la surface de l'eau, en faisant l'expérience sans phosphore, avec un peu d'huile d'olive ou de lin.

5. Le muriate sur-oxigéné peut être substitué au nitre dans la préparation de la poudre à canon, mais le mélange des ingrédiens exige une extrême circonspection. Il est bon aussi d'établir que ce sel ne doit pas être gardé en mélange avec du soufre en quantités considérables, car on sait bien que des mélanges semblables détonent spontanément.

Art. II. *Muriate sur-oxigéné de soude.*

On peut obtenir ce sel en suivant les procédés décrits ci-dessus, en substituant de la soude pure à la potasse. Il est extrêmement difficile cependant de l'obtenir pur, parce qu'il est à peu près aussi soluble que le muriate de soude. Il est soluble dans trois parties d'eau froide et dans un peu moins de cette quantité d'eau chaude. Il est aussi soluble dans l'alcool; mais d'après M. Chenevix, le muriate ordinaire l'est aussi. Il cristallise en cubes ou en rhomboïdes approchant de la forme cubique. Dans la bouche, il produit une sensation de froid,

et on peut à peine distinguer sa saveur de celle du muriate de soude. Pour ses autres propriétés, il ressemble au muriate sur-oxigéné de potasse.

Art. III. *Muriate sur-oxigéné d'Ammoniaque.*

Ce sel ne peut être formé par l'union directe de l'acide muriatique oxigéné avec l'ammoniaque pure, parce que ces deux corps se décomposent mutuellement l'un et l'autre, comme on le verra par les expériences suivantes:

1. Remplissez un récipient d'un litre d'acide muriatique oxigéné, préparé par le troisième procédé, et versez dedans 2 grammes d'une solution d'ammoniaque, la plus concentrée qu'on puisse se procurer; il y aura une détonation.

2. Remplissez une bouteille avec 120 grammes d'acide muriatique oxigéné, et renversez-la dans une soucoupe contenant 120 grammes d'ammoniaque pure : la liqueur sera absorbée, et il se fera une détonation qui projettera la bouteille, si on ne la tient fortement avec la main; il restera dans la bouteille une portion de gaz nitrogène.

3. Faites passer de l'acide muriatique oxigéné au travers d'une solution d'ammoniaque, dans une bouteille de Woulfe, de l'une des tubulures de laquelle part un tube, qui se termine dans un entonnoir renversé dans la cuve pneumatique; il se formera des bulles de gaz que l'on pourra recueillir dans un récipient renversé. Ce gaz consiste en nitrogène pur.

Dans toutes ces expériences, l'oxigène excédant de l'acide, s'unit à l'hydrogène de l'ammoniaque pour former de l'eau, tandis que le nitrogène de l'ammoniaque est mis en liberté à l'état gazeux. Cependant on peut

former une combinaison d'ammoniaque avec l'acide muriatique sur-oxigéné, en mêlant une solution de carbonate d'ammoniaque avec une d'oxi-muriate de chaux. On obtient par l'évaporation un sel qui est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool, et qui est décomposé à une température moyenne, en donnant une grande quantité de gaz, et une odeur d'acide oxi-muriatique. Ses propriétés n'ont pas été bien étudiées.

La propriété que possède l'ammoniaque, de décomposer l'acide muriatique oxigéné, la rend extrêmement utile pour corriger les vapeurs nuisibles de ce gaz, qui se répandent quelquefois dans l'endroit où on le prépare, et quand on sent une suffocation par les fumées de l'acide muriatique oxigéné, le remède le plus efficace est de porter à la bouche et aux narines, un bouchon humecté d'ammoniaque.

Art. IV. *Autres Muriates sur-oxigénés.*

Pour effectuer la combinaison de la barite et de la strontiane avec l'acide muriatique sur-oxigéné, il faut dissoudre ces bases dans l'eau chaude, que l'on conserve à ce degré, tandis que l'on fait passer un courant de gaz au travers de la solution. La chaux peut aussi se combiner à l'acide muriatique oxigéné, et il faut pour cela qu'elle soit en suspension mécanique. Ce composé est important par son application à l'art du blanchiment; car il possède quand il est parfaitement saturé, la propriété de blanchir; et dans cet état il blanchit seulement la partie écrue, sans détruire les couleurs délicates que peuvent contenir les toiles. Le sel à base de chaux est extrêmement déliquescent, et se liquéfie à une douce chaleur, et est soluble

dans l'alcool ; il produit beaucoup de froid en se dissolvant, et a une saveur acre.

SECTION V.

Acide Nitro-Muriatique.

Cet acide est un composé d'acide nitrique et muriatique, et peut être formé facilement en mêlant deux parties d'acide nitrique avec une d'acide muriatique. Quoique les acides employés soient parfaitement incolores, le mélange devient d'une couleur rouge foncé, il se produit une effervescence vive, et il se dégage des vapeurs piquantes d'acide oxi-muriatique. La production de ce dernier acide est occasionnée par la combinaison de l'acide muriatique avec une partie de l'oxigène de l'acide nitrique, en conséquence de laquelle le dernier est converti en gaz nitreux ou en acide nitreux. D'après cela l'acide nitro-muriatique ne doit pas contenir d'acide nitrique, mais un acide à un degré d'oxigénation inférieur. Sa propriété la plus distinctive est de dissoudre l'or, comme nous le verrons dans la suite.

L'acide nitro-muriatique ne forme pas avec les alcalis et les autres bases, un genre séparé de sels, distingués par le nom de nitro-muriate : car quand il se combine avec un alcali ou une terre, la solution donne par l'évaporation, un mélange de muriate et de nitrate, et les métaux en s'y dissolvant, donnent seulement des muriates. Dans ce dernier cas, l'acide nitrique se décompose, oxide le métal, et le rend soluble dans l'acide muriatique.

SECTION VI.

Acide Murio-Sulfurique.

Le gaz acide muriatique est absorbé en grande quantité par l'acide sulfurique. Le composé a une couleur brune, et quand il est exposé à l'air il dégage une grande quantité de fumées blanches ; il n'a pas d'usage particulier.

CHAPITRE XV.

Phosphore. — Acide phosphorique. — Acide phosphoreux. — Phosphates.

SECTION PREMIÈRE.

Phosphore.

I. Le *Phosphore* est une substance inflammable connue par les caractères extérieurs suivans.

A. Il a généralement une couleur de chair, mais quand il est purifié avec soin, on peut l'obtenir sans couleur, et aussi transparent que de la cire blanche.

B. Il est si mou qu'il cède au couteau.

C. Il se fond à une chaleur de 28°, mais pour cela il faut le couvrir d'eau, afin d'empêcher qu'il ne s'enflamme.

D. Il émet dans l'air une fumée blanche, et une odeur particulière, et il s'en dégage une lumière foible et agréable.

II. Le phosphore s'enflamme par l'application d'une chaleur légère. D'après le docteur Higgins, une temrature de 15° suffit pour l'enflammer, quand il est parfaitement sec ; il brûle avec une lumière très-brillante, une fumée blanche, et une odeur suffocante.

1. Il peut être enflammé par le frottement. Frottez-en un petit morceau entre deux feuilles de papier gris, le phosphore s'enflammera et mettra le feu au papier.

2. Dans le gaz oxigène, il brûle avec une belle lumière, ainsi que dans le gaz nitreux, et dans l'acide muriatique oxigéné.

3. Le phosphore est volatil à 100°. D'après cela il peut s'élever à la distillation, mais pour empêcher qu'il ne prenne feu par la chaleur, la cornue devra être préalablement remplie d'azote ou de gaz hydrogène, et l'ouverture de la cornue plongée dans l'eau.

Pour cela, il faut introduire d'abord dans la cornue la quantité de phosphore que l'on veut rectifier, avec une quantité d'eau nécessaire pour le couvrir. L'eau doit être chaude pour fondre le phosphore, qui en refroidissant forme une masse compacte, de la forme du fond de la cornue. Quand elle est froide, on remplit la cornue et son col, avec de l'eau, et on la renverse dans l'eau ; on déplace l'eau par du gaz hydrogène que l'on fait sortir d'une vessie par un tube recourbé, on place le pouce sur l'ouverture de la cornue, on la pose sur un bain de sable, et on plonge son col dans l'eau. On chauffe avec précaution. Il faut aussi se pourvoir d'une vessie garnie d'un robinet et d'un tube de cuivre, et remplie de gaz hydrogène. Pendant la distillation il y a du gaz absorbé dans la cornue, et il est nécessaire d'en

ajouter de celui de la vessie, sans cela l'eau s'élanceroit dans la cornue et produiroit une explosion. Par la distillation opérée de cette manière, le phosphore peut être obtenu très-pur. Il se condense dans le col de la cornue une substance d'un beau rouge ou carmin, qui est une combinaison de carbone et de phosphore, ou un *phosphure de carbone* (1).

La seule connoissance que nous possédions, touchant la nature du phosphore, dérive des recherches électro-chimiques de M. Davy. Quand il fit agir sur lui une batterie de 500 paires de plaques, comme on opérant sur le soufre, il se produisit une quantité considérable de gaz, et le phosphore devint rouge brun foncé. Le

---

(1) Le Phosphore se combine au soufre : en fondant ces deux corps ensemble on obtient un composé blanc-jaunâtre, plus combustible que le phosphore; quand on l'enflamme avec un fer rouge, et qu'on l'éteint ensuite, le phosphore est oxidé, et peut-être aussi le soufre, et le mélange s'enflamme à l'air.

Quand on chauffe du phosphore et du soufre dans une cornue sous l'eau, il faut aller avec précaution, parce que le mélange décompose l'eau; il se forme des acides sulfurique et phosphorique, et des gaz hydrogène sulfuré et phosphuré. Le composé est alors jaune, donne à l'eau une saveur acide et une odeur d'hydrogène sulfuré; il brûle plus facilement que celui préparé par la voie sèche, il peut être distillé sans décomposition.

8 Ph. 1 Souf.	se gelent à 25° centig.	8 Ph. 8 Souf.	se gèlent à 5° centig.
8 Ph. 2 Souf.	..... à 15°	4 ph. 8 Souf	..... à 12°50
8 Ph. 4 Souf.	..... à 10°	2,6 Ph. 0,8 Souf.	..... à 39°50

(*Note du traducteur.*)

gaz étoit de l'hydrogène phosphuré, et égal en volume à environ quatre fois le phosphore employé; il est prouvé d'après cela que l'hydrogène est un de ses composans.

Un centig. de potassium et un centig. de phosphore fondus sans le contact de l'air, se combinèrent avec une vive lumière et une chaleur intense. Pendant l'opération il se dégagea 2 centim. cubes de gaz hydrogène phosphuré. En faisant agir ce composé sur l'eau, il en sépara moins d'hydrogène que le potassium lui-même. La proportion de potassium au phosphore étoit augmentée, et la perte étoit due à l'hydrogène dégagé. Ce fait prouve que le potassium doit avoir enlevé de l'oxigène au phosphore, et que cette base peut être considérée comme un de ses composans.

Quelle est la nature de la substance avec laquelle l'hydrogène et l'oxigène contenus dans le phosphore, sont combinées, c'est ce que nous ignorons encore. La base du phosphore reste donc un sujet de recherches subséquentes.

4. Le phosphore peut être oxigéné de différentes manières (1) :

A. Par la simple exposition à l'air atmosphérique. Placez un bâton de phosphore dans un entonnoir, dont la douille se termine dans une bouteille vide : le phosphore s'oxidera lentement, et au bout de quelque temps, il sera entièrement changé en un acide, qui tombera dans la bouteille à l'état liquide.

On peut obtenir une grande quantité d'acide en ex-

(1) Voyez sur les oxides du phosphore, *Nicholson's Journal*, VI, pag. 133.

posant ainsi un grand nombre de bâtons, et comme il y auroit à craindre qu'ils ne prissent feu s'ils se touchoient, chaque bâton doit être renfermé dans un tube de verre d'une dimension plus considérable que lui-même. On dispose ces tubes dans un entonnoir dont la douille se termine dans une bouteille. On recouvre le tout d'une cloche, dont il faut renouveler fréquemment l'air. L'acide ainsi obtenu est appelé *acide phosphoreux.*

B. Par la combustion dans le gaz oxigène ou l'air atmophérique. Quand on le brûle de cette manière, chaque 100 parties de phosphore, acquièrent d'après Lavoisier, 154 en poids. (Voyez ses expériences dans le 2e. volume de ses Elémens).

C. Par l'acide nitrique. Si on ajoute par petites portions du phosphore à de l'acide nitrique chauffé dans un matras, l'acide nitrique est décomposé, et son oxigène s'unissant avec le phosphore, constitue l'acide phosphorique.

On peut employer, à cet effet, une cornue tubulée, dont le col se termine dans l'appareil décrit ci-dessus pour obtenir l'acide nitrique. Par ce procédé, on se procurera une grande quantité d'acide.

D. L'acide muriatique oxigéné à l'état liquide, produit un effet semblable; l'action de cet acide à l'état gazeux, a été décrite à l'article de l'acide oxi-muriatique, et nous avons dit qu'on obtenoit deux produits, c'est-à-dire, un sublimé blanc solide, et un liquide jaune verdâtre.

M. Davy considère le solide sublimé comme un composé d'acides muriatique et phosphorique, sans eau, et qu'il a appelé acide *murio-phosphorique.* Quand il

le mit en contact avec l'eau, il s'en dégagea du gaz acide muriatique, et les acides phosphorique et muriatique, restèrent combinés avec l'eau. Il n'est pas conducteur de l'électricité, et ne brûle pas quand on le chauffe; mais il se sublime à environ 100°, sans laisser de résidu.

Selon que l'acide phosphorique est préparé par l'un de ces procédés, son degré d'oxigénation diffère, et l'on trouve que les propriétés varient proportionnellement.

SECTION II.

Acide Phosphorique.

1. Pour préparer cet acide, on peut employer les procédés *B*, *C*, *D*, section 1re., mais la méthode suivante est la plus économique.

Sur 20 kilogrammes d'os calcinés au blanc, et mis en poudre fine, versez 18 litres d'eau bouillante, et ajoutez 8 kilogrammes d'acide sulfurique étendu de son poids égal d'eau. Mêlez bien ces matières ensemble, et gardez pendant 24 heures. Jetez toute la masse dans un sac conique de toile assez claire et forte, pour séparer la liqueur claire, et lavez avec de l'eau jusqu'à ce que la masse cesse d'être acide au goût. Evaporez la liqueur filtrée, dans des vases de terre, au bain de sable, et quand elle est réduite environ à la moitié de son volume, laissez refroidir. Il se déposera un sédiment blanc en très-grande quantité, qu'on laissera bien se précipiter; on décante ensuite la solution claire, et on l'évapore à siccité dans un vase de verre : il restera une masse blanche qui est l'acide phosphorique sec. Il faut fondre cette masse dans un creuset, et la couler dans une capsule de cuivre. On

obtient un verre transparent, qui est l'acide phosphorique à l'état de verre; cependant il n'est pas parfaitement pur, mais il contient du sulfate et du phosphate de chaux. D'après Fourcroy et Vauquelin, c'est un vrai sur-phosphate de chaux, contenant sur 100 parties, seulement 30 d'acide phosphorique en excès, et 70 de phosphate de chaux. Le verre phosphorique peut cependant être de l'acide parfaitement pur. Il est singulier que, d'après les expériences de Berthier, il contienne au moins un quart de son poids d'eau, proportion que l'on pourroit à peine attendre dans une substance molle.

Pour obtenir l'acide phosphorique parfaitement pur, l'oxigénation du phosphore par l'acide nitrique, est le procédé le plus simple (*C* de l'article précédent). L'acide nitrique non décomposé peut être séparé par la distillation dans une cornue de verre, et la masse sèche fondue, donne ainsi de l'acide phosphorique vitreux.

II. L'acide phosphorique a les propriétés suivantes :

A. Quand il est pur il se dissout facilement dans l'eau. Celui obtenu immédiatement des os, est rendu insoluble par le mélange de sels terreux. Mais l'acide vitreux préparé avec l'acide nitrique, est très-soluble.

B. Il n'est pas volatil, n'est pas susceptible d'être décomposé par la chaleur seulement, ni de dégager aucune odeur quand on le chauffe.

C. Il est composé d'après les expériences de Rose, de

46,72	Phosphore.
53,28	Oxigène.
100.	

D. Distillé dans une cornue avec du charbon en

poudre, il est décomposé ; son oxigène s'unissant avec le charbon, forme de l'acide carbonique, et le phosphore s'éleve à la distillation. C'est le procédé le meilleur et le plus usité pour obtenir le phosphore.

L'acide phosphorique peut être employé pour cette opération, à l'état vitreux en poudre fine, et mêlé avec son poids de charbon en poudre ; ou bien on peut ajouter à l'acide des os évaporé a consistance épaisse, du charbon en poudre en quantite suffisante pour lui donner de la solidité. Cependant dans cette dernière méthode, les matières sont susceptibles de se gonfler, et de passer par-dessus le vase. On place ce melange d'acide et de charbon dans une cornue de gres, enduite avec du lut de Willis, et à laquelle on adapte un tube d'étain, l'extrémité ouverte de ce tube doit plonger dans un vase plein d'eau. On porte graduellement la chaleur a un degré très-inteuse ; il se degage une énorme quantité de gaz qui prend feu quand il est en contact avec l'air, et le phosphore se distille en gouttes, qui se condensent dans l'eau. Comme il est susceptible de se condenser dans le col de la cornue et dans le tube d'étain, et de les obstruer, on le fond au moyen d'une grille couverte de charbons, que l'on place au-dessous. Ce procédé est difficile, et quoiqu'il soit bon que l'etudiant le répète, il trouvera plus économique pour des expériences, de prendre celui des manufactures.

On peut aussi se procurer le phosphore, en ajoutant à de l'urine, une solution de plomb dans l'acide nitrique; qui précipite du phosphate de plomb. Après avoir été bien lavé et séché, il donne du phosphore par la distillation dans une cornue de grès (Voyez *Crell's Journal Translation*, III, pag. 36) ; ou en mêlant une

solution de phosphate de soude avec une d'acétate de plomb, dans la proportion d'une partie du premier et de $1\frac{1}{4}$ du second, on a un précipité de phosphate de plomb, d'où l'on peut retirer le phosphore par la distillation.

SECTION III.

Phosphates.

L'acide phosphorique forme avec les bases alcalines et terreuses, une classe de sels appelés phosphates, qui ont les caractères génériques suivans :

1. Chauffés avec du charbon, ils ne sont pas décomposés, et l'on n'obtient pas de phosphore.

2. Ils fondent au chalumeau, en un globule solide, quelquefois transparent, et d'autrefois opaque.

3. Ils sont solubles dans les acides nitrique et muriatique, sans effervescence, et sont précipités de ces acides par l'eau de chaux et l'ammoniaque pure.

4. Ils sont décomposés en partie par l'acide sulfurique, et donnent une liqueur, qui par l'évaporation et la distillation, fournit du phosphore.

Comme une énumération de ces sels ne peut guères intéresser l'étudiant, et que les propriétés des divers sels décrits jusqu'ici, fournissent abondamment des caractères distinctifs des alcalis et des terres; je pense qu'il suffit de renvoyer pour un détail plus long, aux élémens du Dr. Thomson, ou au Manuel de Bouillon-Lagrange.

SECTION IV.

Acide Phosphoreux, — Phosphites.

L'acide phosphoreux (obtenu en exposant des bâtons de phosphore à l'action seule de l'air, de la manière décrite ci-dessus section 1re.) exhale une odeur fétide, désagréable, et donne, quand on le chauffe, des vapeurs blanches pénétrantes. Chauffé dans un ballon de verre, tiré en tube capillaire, il sort par l'orifice de ce tube, un gaz qui s'enflamme par son contact avec l'air. On voit d'après cela qu'il contient un excès de phosphore. Le résidu dans le ballon est de l'acide phosphorique. D'après des expériences de Rose, sur l'acide phosphorique, Gay-Lussac conclut, ce qui est d'accord avec sa propre opinion, que l'acide phosphoreux consiste en

56,81	Phosphore.
43,19	Oxigène.
100,00	

L'acide phosphoreux (comme nous l'avons établi à l'article de l'acide oxi-muriatique) se combine avec l'acide muriatique, et forme un liquide d'une teinte jaune verdâtre, très-limpide. Exposé à l'air, ce liquide disparoît promptement en dégageant des fumées blanches très-denses, dont l'odeur diffère un peu de celle de l'acide muriatique; il ne seroit peut-être pas impropre de le nommer acide *murio-phosphoreux.*

Cet acide rougit le papier de litmus dans son état ordinaire, mais il n'a plus d'effet sur celui que l'on y plonge instantanément après qu'il a été séché. Ce fait

est extrêmement curieux, parce qu'il prouve qué les acides ne rougissent le litmus, que quand ils sont combinés avec l'eau; il n'est pas conducteur de l'électricité. Mêlé avec de l'eau, il se produit beaucoup de chaleur, et le gaz acide muriatique est dégagé.

Le même composé peut être obtenu en distillant ensemble de l'oxi-muriate de mercure et du phosphore, ou du *calomelas* et du phosphore, mais en plus grande quantité que dans le premier mélange, dont nous avons parlé.

Les phosphites diffèrent considérablement des phosphates pour les propriétés.

1. Ils exhalent une odeur de phosphore.

2. Chauffés, ils émettent une flamme phosphorescente.

3. Distillés à une forte chaleur, ils donnent un peu de phosphore et sont convertis en phosphates.

4. Ils détonent quand on les chauffe avec de l'oxi-muriate de potasse.

5. Ils sont changés en phosphates par l'acide nitrique et par l'acide muriatique oxygéné.

SECTION V.

Composés binaires de Phosphore.

1. Le phosphore est susceptible de se combiner avec le soufre, et de donner un composé dont les propriétés varient selon les proportions de ses ingrédiens. On peut l'obtenir en fondant ces substances ensemble dans un tube, dont on ferme le bout avec du papier; ou en fondant ces deux corps, avec précaution, dans une bouteille de Florence, à peu prés remplie d'eau. Ce-

procédé ne peut être exécuté qu'avec quelque danger, et demande plusieurs précautions, qu'indique le *Mémoire de Cellum et Briggs*, publié dans les 6e. et 7e. volumes du *Journal de Nicholson*. Ce composé est beaucoup plus fusible et plus combustible, que les composans séparés.

II. Le phosphore se combine avec les alcalis fixes purs, et avec les terres, et forme la classe des phosphures. Celui de chaux est le plus facile à former, et présente très-bien les propriétés de ces composés. On le prépare comme il suit :

Prenez un tube de verre d'environ 300 millimètres de long, et 10 millimètres environ de diamètre, scellé hermétiquement à une extrémité. Lutez ce tube avec de l'argile, excepté environ 12 millimètres de la partie fermée. Introduisez y 1 ou 2 grammes de phosphore, coupé en petits morceaux, et remplissez le tube de chaux récemment calcinée, en petits morceaux de la grosseur d'un petit pois. Fermez l'ouverture du tube avec un papier, pour empêcher l'accès de l'air. Chauffez au rouge la partie du tube qui est couverte d'argile, au moyen d'un réchaud rempli de charbons allumés; et quand vous supposerez que la chaux est rouge, appliquez la chaleur à la partie qui contient le phosphore, afin qu'il se sublime, et que sa vapeur soit en contact avec la chaux rouge. La chaux et le phosphore s'uniront, et donneront un composé d'une couleur brune rougeâtre.

Si l'on substitue le carbonate de chaux à la chaux, l'acide carbonique est décomposé. Son carbone est mis à nu, et paroît sous forme de charbon; tandis que son oxigène s'unissant au phosphore, produit de l'acide

phosphorique, qui forme du phosphate de chaux. Dans cette expérience, l'acide carbonique est décomposé par les affinités du phosphore pour l'oxigène, et de la chaux pour l'acide phosphorique, quoique la première affinité soit seule capable de produire cet effet.

Le phosphure de chaux a la propriété remarquable de décomposer l'eau, à la température ordinaire de l'atmosphère. Jetez-en un petit morceau dans une bouteille pleine d'eau, en peu de temps il se produira du gaz hydrogène phosphuré, qui s'élèvera en bulles à la surface, s'enflammera, et détonera; si le phosphure de chaux n'est pas parfaitement sec, il a la propriété d'échauffer l'eau à laquelle on l'ajoute.

Mettez dans une bouteille, une partie de phosphure de chaux, en petits morceaux de la grosseur d'un pois (mais non en poudre); et ajoutez-y une demi-partie de muriate sur-oxigéné de potasse. Remplissez la bouteille d'eau, et versez-y, avec un entonnoir dont le tube soit très-long, ou avec un tube étroit plongeant jusqu'au fond de la liqueur, trois ou quatre parties d'acide sulfurique concentré; l'acide décomposera le muriate sur-oxigéné, et le phosphure de chaux se décomposant en même temps par l'eau, des jets de lumière s'élanceront au-dessus de la surface de ce fluide, et le fond du vase sera éclairé par une belle lumière verte (*Davy*).

Une autre combinaison de phosphore, qui par ses propriétés fournit des expériences curieuses, est le gaz hydrogène phosphuré.

Art. III. *Gaz Hydrogène Phosphuré.*

I. Ce gaz peut être obtenu, en faisant bouillir dans une cornue, un peu de phosphore avec une solution de potasse pure. L'eau est décomposée, et forme de l'acide phosphorique, qui se combine avec l'alcali, tandis que l'hydrogène dissout une autre portion de phosphore, et forme le gaz hydrogène phosphuré. On peut aussi préparer ce gaz, en versant dans six parties d'eau une demi-partie de phosphore coupé en petits morceaux, avec une partie de zinc granulé, et y ajoutant trois parties d'acide sulfurique concentré. Cette expérience est amusante; le gaz se dégage en petites bulles qui couvrent la surface du fluide, et prennent feu en touchant l'air, à celles-ci en succèdent d'autres, ce qui produit un effet agréable (*Davy*).

En préparant ce gaz, le corps de la cornue doit être rempli autant que possible de la solution alcaline (1), autrement, le gaz produit s'enflammeroit et diminueroit l'air de la cornue, et l'eau de la cuve y monteroit. On peut prévenir cet accident, en remplissant préalablement la cornue de gaz hydrogène.

II. Ce gaz a les propriétés suivantes :

A. Il prend feu immédiatement, quand on le met en contact avec l'air. On peut s'en convaincre en le

(1) Il faut d'abord fondre le phosphore sous l'eau dans la cornue, que l'on vide quand le phosphore s'est congelé, et qu'on remplit ensuite entièrement de solution alcaline; ou bien on peut en déplacer une portion avec du gaz hydrogène que l'on fait sortir d'une vessie par la pression.

laissant s'échapper dans l'air, à mesure qu'il sort de la cornue, il produira une belle flamme. Et il se forme une fumée blanche circulaire, sous la forme d'anneaux horizontaux, qui s'élargissent à mesure qu'ils s'élèvent, et forment une espèce de couronne.

B. Mêlé tout-à-coup avec le gaz oxigène, il détone.

Cette expérience doit être faite avec de grandes précautions, et sur de petites quantités.

C. Le même phénomène a lieu en le mêlant avec le gaz muriatique oxigéné, et avec le gaz oxide nitreux.

Quand il est mêlé à l'un de ces gaz ; il ne faut pas en dégager plus d'une ou deux bulles à la fois.

D. L'acide sulfureux et le gaz hydrogène phosphuré, mêlés ensemble, se décomposent mutuellement.

E. Il dépose du phosphore, quand il reste dans une cloche, et perd la propriété de détoner spontanément.

M. Davy chauffa trois décigrammes de potassium dans un mètre cube de gaz hydrogène phosphuré. Aussitôt qu'il fut fondu, la cornue se remplit d'une fumée blanche, et il se précipita sur les parois, une substance rougeâtre. Quoique la chaleur fût continuée pendant quelques minutes, il n'y eut pas d'inflammation. Quand la cornue fut refroidie, il trouva l'absorption d'un peu moins de 16 centimètres cubes. Le potassium étoit devenu brun à l'extérieur, et couleur de plomb terni à l'intérieur. Il dégageoit moins d'hydrogène de l'eau, qu'il ne le faisoit auparavant, et d'après cela il avoit été en partie oxidé. La seule source de l'oxigène est le phosphore, que le gaz tient en solution, et nous conclurons

donc de ce fait, une nouvelle preuve de la présence de l'oxigène dans le phosphore.

Le phosphore est soluble aussi dans les huiles, et quand il est dissous ainsi, il forme ce qui a été appelé phosphore liquide, que l'on peut frotter sur la figure et sur les mains sans aucun danger. Il se dissout aussi dans l'éther, et une très-belle expérience consiste à verser cet éther phosphore par petites portions, dans un lieu obscur, sur de l'eau chaude.

Les briquets phosphoriques consistent en phosphore extrêmement sec, très-divisé, et peut-être un peu oxidé. La manière la plus simple de les préparer, est de mettre un peu de phosphore séché, avec du papier brouillard, dans une petite fiole; on chauffe cette fiole; et quand le phosphore est fondu, on le tourne sur tous les sens, pour qu'il adhère aux parois. On ferme exactement la bouteille, et le briquet est préparé. En introduisant une allumette soufrée ordinaire, dans cette bouteille, et la frottant sur les bords, le phosphore adhère à l'allumette, et prend feu quand on la met en contact avec l'air.

Un correspondant du *Journal de Nicholson*, XI, pag. 137 propose d'effectuer l'oxidation du phosphore, en en plaçant 3 centigrammes dans un demi-litre de gaz muriatique oxigéné, bouchant bien exactement; en appliquant une allumette soufrée à ce phosphore oxigéné, elle s'enflamme comme dans l'expérience précédente.

CHAPITRE XVI.

Acide Boracique.

I. On trouve rarement cet acide à l'état natif; et pour des expériences, on l'obtient du borax du commerce, purifié par un des procédés suivans :

1. A une solution de borax dans l'eau bouillante, ajoutez son propre poids d'acide sulfurique, étendu de son poids égal d'eau; réduisez la solution à un petit volume, et par le refroidissement, il se formera des cristaux en écailles brillantes, qui sont l'acide boracique. Lavez bien avec de l'eau distillée, et sechez sur un papier à filtre.

2. Mettez dans une cornue une partie de borax avec moitié de son poids d'acide sulfurique, étendu de son poids d'eau, et distillez; vous purifierez ensuite l'acide en le lavant avec de l'eau distillée, comme ci-dessus. Cependant, par l'un ou l'autre de ces procédés, on ne l'obtient pas parfaitement pur, car l'analyse par l'électricité y découvre une petite quantité d'alcali et d'acide sulfurique (*Davy*).

II. L'acide boracique a les propriétés suivantes :

1. Il a une forme solide, il est sans odeur, presque sans saveur.

2. Il se fond quand on le chauffe, et perd son eau de cristallisation. Si on augmente soudainement la chaleur avant qu'il ait perdu son eau de cristallisation, il se sublime; mais après, il se fond en un verre qui est permanent au feu le plus violent.

3. Il est soluble dans douze parties d'eau froide et trois ou quatre d'eau bouillante.

4. Cette solution rougit les couleurs bleues végétales, et fait effervescence avec les carbonates alcalins.

5. Il est soluble dans l'alcool, et cette solution brûle avec une belle flamme verte.

L'acide boracique qui a résisté à tous les autres moyens d'analyse, a enfin cédé aux efforts de M. Davy, qui l'a décomposé au moyen de l'appareil voltaïque. Quand il est humecté avec de l'eau, et exposé entre deux surfaces de platine à une batterie de 500 paires de plaques, il se forme à la surface négative une substance brun-olive, qui augmente en couleur, et devient à la fin à peu près noire. Elle n'est pas affectée par l'eau, mais elle se dissout avec effervescence dans l'acide nitrique chaud. Chauffée au rouge sur du platine, elle brûle lentement avec une fumée blanche qui a les propriétés acides. Il reste une matière noire qui, examinée à la loupe, paroît vitreuse à la surface, et contient évidemment de l'acide fixe.

Boracium.

Comme cette substance combustible particulière n'est pas conductrice de l'électricité, on n'a pu l'obtenir de cette manière qu'en très-petites parties. Cependant, par l'action du potassium, on l'obtient en grande quantité. Quatre ou cinq décigrammes d'acide boracique furent chauffés dans un tube de verre vert, avec la même quantité de potassium; il se produisit une chaleur intense; et le potassium, dans les points où il étoit en contact avec l'acide boracique, produisit

une inflammation vive. La quantité de gaz dégagé étoit environ le double du volume de l'acide. Pour rassembler les produits, on employa des tubes de métal, et principalement de cuivre, qui paroît le meilleur. Le résidu dans le tube fut dissous dans l'eau, et la partie insoluble rassemblée sur un filtre. Ses propriétés sont les suivantes :

1. Elle est sous la forme de poudre de couleur d'olive foncé ; elle est très-friable et pas assez dure pour rayer le verre; elle n'est pas conductrice de l'électricité.

2. Quand elle a été séchée seulement à 100 ou 120°, elle dégage de l'humidité, par une élévation de température ; elle prend feu à l'air à une température au-dessous de l'huile d'olive bouillante, et brûle avec une lumière rouge et des scintillations, comme le charbon.

3. Elle n'est pas décomposée par la chaleur dans un tube de platine, quoique chauffée au blanc. Le seul changement paroît être un accroissement de pesanteur spécifique.

4. Dans le gaz oxigène, elle brûle avec une lumière plus brillante, et se convertit partie en acide boracique, et partie en une matière noire qui exige une haute température pour son inflammation, et produit une nouvelle quantité d'acide boracique.

5. Dans le gaz acide oxi-muriatique, elle prend feu à la température ordinaire, et l'acide boracique est régénéré avec une portion de matière noire.

6. Elle n'est soluble ni dans le nitrogène, ni dans le gaz hydrogène.

7. Elle décompose les acides nitrique et sulfurique, et il se produit de l'acide boracique.

8. Elle se combine avec les alcalis, et donne des composés olive pâle, d'où l'acide muriatique sépare un précipité brun.

Elle se combine lentement avec le soufre fondu, qui acquiert une couleur olive; mais avec le phosphore, à peine l'union semble-t-elle avoir lieu : elle ne peut se combiner au mercure.

Ces propriétés suffisent pour prouver que la substance combustible obtenue de l'acide boracique, et formant sa base, diffère de toutes les matières connues jusqu'ici. M. Davy a donc proposé de la nommer *Boracium* (1). Quant à sa nature, il pense que c'est probablement un composé, et qu'un de ses ingrédiens qui entre en combinaison avec le potassium et le fer, est la vraie base de l'acide boracique. Il croit que la substance de couleur olive, dont les propriétés ont été décrites ci-dessus, consiste en cette base unie avec un peu d'oxigène; que quand elle est plus oxidée, elle forme la matière noire, et dans son état le plus grand d'oxigénation, elle constitue l'acide boracique.

Les proportions des ingrédiens dans l'acide boracique n'ont pas été jusqu'à présent déterminées exactement; on a établi seulement, comme une approximation, qu'elle consiste en une partie en poids de base inflammable, unie avec deux parties d'oxigène. Dans la substance noire, M. Davy pense qu'environ trois parties de base inflammable sont combinées à une seulement d'oxigène.

---

(1) MM Gay-Lussac et Thenard (*Mém. phys. chim.* tom. II.) donnent le nom de *Bore* au radical de l'acide boracique, et ils proposent de nommer l'acide lui-même acide *Borique*; nom qui s'accorde mieux avec la nomenclature. (*Note du traducteur.*)

L'acide boracique se combine avec les alcalis et les terres; mais la seule combinaison importante qu'il forme est avec la soude. On trouve ce composé natif dans l'Inde, et on l'apporte de cette contrée sous le nom de *Tinoal*, ou *Borax brut*, qui, purifié, donne le borax du commerce. Dans le borate de soude, la base alcaline est en excès, c'est pourquoi ce sel verdit les couleurs bleues végétales. Il est donc, à la rigueur, un sous-borate.

Le sous-borate de soude cristallise en prismes à six faces irrégulières; il s'effleurit à l'air. Il se fond par la chaleur, perd son eau de cristallisation, et donne un verre transparent quand il est froid, et qui est d'un grand usage dans les expériences au chalumeau. Ce sel se dissout dans douze parties d'eau froide ou dans six d'eau bouillante. Il est susceptible de se combiner par la fusion avec la silice et l'alumine; c'est à cause de cette propriété qu'il est employé pour faire les pierres précieuses artificielles.

Pour la description des autres borates, je renvoie au IIIe. volume de la traduction du *Système de Chimie de Thomson*, ou Ier. volume du *Manuel* de Bouillon-Lagrange.

CHAPITRE XVII.

Acide Fluorique.

I. L'ACIDE FLUORIQUE peut être obtenu d'une substance que l'on trouve abondamment dans le Derbyshire, sous le nom de *Spath Fluor*. En convertissant ce spath en ornemens, il se détache de petits morceaux que l'on peut avoir à bon marché.

L'acide fluorique peut être séparé de cette combinaison *sous la forme de gaz*, en ajoutant à ce spath pulvérisé, et placé dans une bouteille d'étain ou plomb, moitié de son poids d'acide sulfurique concentré. Le gaz qui se dégage peut être conduit, au moyen d'un tube recourbé, dans la cuve à mercure. Les récipiens que l'on emploie doivent être d'abord enduits de cire, pour cela on fond cette substance, et on la promène sur toute la surface intérieure de la cloche. Ce gaz a par ses propriétés une grande ressemblance avec le gaz acide muriatique; il a une odeur à peu près semblable, produit une fumée blanche à l'air, et est rapidement absorbé par l'eau et la glace. Il a la propriété remarquable de corroder le verre. On peut l'observer en faisant passer dans une cloche remplie de ce gaz une petite bande de verre, sur laquelle il agira considérablement, ou en plaçant un morceau de verre au-dessus d'un mélange d'acide sulfurique concentré et de fluate de chaux en poudre. Si on applique sur du verre un mastic de cire et de résine, et qu'on en enlève seulement une partie, ce gaz peut

être employé pour graver ou écrire sur la portion du verre découverte, et cette application, a été considérée par le professeur Wilsan de Glasgow, comme un grand avancement dans l'art de la gravure (*Nichol. Journal*, in-4°. II, pag. 60).

D'après l'idée que l'acide fluorique doit comme les autres acides contenir de l'oxigène, M. Davy a été conduit à le soumettre au pouvoir désoxigénant du potassium.

Quand le potassium fut mis en contact avec du gaz acide fluorique qui avoit été préparé dans des vases de verre, on aperçut immédiatement une fumée blanche; le métal perdit son éclat, et se couvrit d'une croûte grisâtre. En chauffant le fond de la cornue, la fumée augmenta; elle continua pendant quelque temps à se dégager, mais à la fin elle cessa entièrement. Quand on introduisit de l'eau, tout le gaz ne disparut pas, mais il resta un petit résidu consistant en hydrogène.

En faisant cette expérience de la même manière, mais à une température à peu près égale à celle nécessaire pour la calcination d'un métal, le potassium s'enflamme, et brûle avec une lumière rouge brillante. Après la combustion, tout l'acide fluorique fut trouvé détruit, et il ne resta qu'un peu d'hydrogène. Deux centigrammes de potassium détruisent 32 centimètres cubes de gaz acide fluorique, qui n'est pas séché artificiellement, et laissent environ deux et un quart d'hydrogène. Mais de l'acide fluorique, exposé long-temps à l'action du sulfate de soude calciné, développe à peu près un dixième de son volume d'hydrogène.

Le fond de la cornue étoit, dans ces expériences, couverte d'une croûte de diverses couleurs, en quelques

parties de couleur chocolat, en d'autres jaune. Quand on en jette une portion dans l'eau, il fait une effervescence violente, et il se dégage un gaz inflammable, dont l'odeur ressemble à l'hydrogène phosphuré.

Une portion de la masse sèche, chauffée en contact avec l'air, brûle lentement, perd sa couleur, et devient une matière blanche saline. Dans le gaz oxigène, elle brûle avec absorption de ce gaz, mais non pas avec une grande intensité.

Par l'action de cette substance sur l'eau, l'acide sulfurique et la potasse sont régénérées, et on sépare par le filtre quelques parties couleur de chocolat, qui, séchées et brûlées dans le gaz oxigène, brûlent et absorbent ce gaz. Par cette combustion, il y avoit aussi de l'acide fluorique régénéré.

Il n'est guères possible de dire si l'acide fluorique est décomposé par l'action du potassium, et si sa base existe dans la matière solide qui en résulte; il reste encore à décider si elle existe à l'état de pureté, ou si elle est combinée par la régénération de l'acide. La combustion de cette matière dans le gaz oxigene, laisse peu de doute sur cette décomposition; mais comme il y a toujours une portion de silice dans le fluate de potasse ainsi produit, M. Davy est disposé à considérer la substance en question comme formée des bases de la silice et de l'acide fluorique au *minimum* d'oxigénation, combinés avec un peu de potasse.

L'acide fluorique peut être obtenu *à l'état liquide*, en employant une cornue et un récipient de plomb. Un appareil ingénieux, inventé pour cette opération par M. Knight, est décrit et représenté dans le XVIIe volume du *Philosophical Magasine*.

L'acide liquide doit être conservé dans des bouteilles de plomb, car il corrode et perce celles de verre. Dans cet état de solution aqueuse, il se combine facilement aux alcalis, et forme des composés solubles. Ses combinaisons avec les terres sont pour la plupart insolubles. Les fluates n'ont pas de propriétés qui les rendent intéressans aux étudians, excepté l'usage des fluates alcalins pour l'analyse, qui sera décrit dans la partie suivante de l'ouvrage.

Gay-Lussac et Thénard ont donné à la solution liquide d'acide fluorique le nom d'*Acide fluorique silicé* (1). Ils observent qu'il émet des vapeurs très-denses, s'échauffe, et bout même quand on le met tout-à-coup en contact avec l'eau. Il agit fortement sur le verre, et produit des effets terribles sur la peau, où il fait venir promptement de petites pustules.

Quand on jette dessus un morceau de potassium, il détone avec violence. Les produits sont de l'hydrogène, de l'eau et du fluate de potasse; conséquemment c'est un composé d'eau et d'acide fluorique. La potasse, versée dans cet acide liquide, donne un sel qui est peu soluble; le muriate de barite donne un fluate de silice et un fluate de barite, qui sont tous les deux insolubles.

---

(1) MM. Thénard et Gay-Lussac ont donné ce nom à l'acide obtenu dans des vases de verre, par le procédé de Scheele, mais quand il a été préparé par le procédé de ces deux chimistes, il ne contient que de l'eau et de l'acide fluorique, et il possède alors les propriétés décrites dans ce paragraphe. Voyez leurs *Mémoires physico-chimiques*, vol. II, pag. 1, et *Annales de chimie*, XLIX, pag. 204. (*Note du traducteur.*)

Acide Fluo-borique.

Dans l'intention d'obtenir le gaz acide fluorique parfaitement exempt d'eau, MM. Davy et Gay-Lussac paroissent avoir eu recours au même expédient, c'est-à-dire, de distiller de l'acide boracique parfaitement sec avec du fluate de chaux. Quand ces substances sont exposées à une forte chaleur dans un tube de fer, dans les proportions d'une partie du premier à deux de spath fluor en poudre, on recueille un gaz en grande quantité, qui présente des propriétés singulières, et auxquelles MM. Gay-Lussac et Thénard ont donné le nom de *Gaz fluo-borique*, ou *Gaz acide fluo-borique*.

Ce gaz, d'après ces derniers Chimistes, paroît ne pas contenir d'eau, et avoir une forte affinité pour ce corps qu'il enlève à tous les gaz qui en tiennent en combinaison. D'après cela, quand il est mêlé avec les gaz sur lesquels il n'a pas d'action chimique, comme l'air atmosphérique, il perd sa température, et devient trouble.

Il s'unit en deux proportions avec le gaz ammoniac. Si on met le gaz alcalin le premier dans le tube, ils se combinent ensemble à mesures égales, et le composé est neutre. Mais si on fait passer le gaz fluo-borique par bulles au travers du gaz alcalin, on obtient un composé avec excès de base, consistant en une mesure de gaz fluo-borique et deux d'ammoniaque.

Le gaz fluo-borique est absorbé en grande quantité par l'eau. La solution saturée a la causticité et l'aspect de l'acide sulfurique concentré; elle exige, pour bouillir, une température excédant 100° centigrades, et se con-

dense en stries qui contiennent beaucoup de gaz. Par analogie, Gay-Lussac suppose que l'acide nitrique, et même l'acide sulfurique dans leur état de pureté, sont également élastiques.

Ce liquide agit au moins aussi fortement que l'acide sulfurique sur les substances végétales; il noircit le papier, et donne un véritable éther avec l'alcool : il n'a pas la propriété de corroder le verre.

Les analyses de Gay-Lussac et Thénard, aussi bien que celles de M. Davy, ont démontré qu'il est composé d'acides boracique et fluorique, dans des proportions que l'on n'a pas encore déterminées.

DESCRIPTION DES PLANCHES.

PLANCHE PREMIÈRE.

Fig. 1, *a. Cornue simple*, dont on voit le col introduit, d'une longueur suffisante, dans l'ouverture d'un récipient simple *b*. Les lignes pointillées *c* marquent le récipient, avec l'addition d'une tubulure, dans laquelle on peut fixer un bouchon ou un tube de verre recourbé.

Fig. 2. *Alambic de verre. a* le corps, *b* la tête, qui sont joints aussi exactement que possible, et peuvent être séparés, s'il est nécessaire. La tête *b* est formée de telle sorte, qu'un liquide qui peut être condensé, se rassemble dans un canal, et est conduit par le tube *c* dans le récipient.

Fig. 3. *Séparateur*, pour séparer des liquides de pesanteurs spécifiques différentes. Il est muni en *a* d'un bouchon usé à l'émeri, et en *b* d'un robinet. On remplit le vase des liquides qui doivent être séparés (l'huile et l'eau, par exemple), qu'on laisse tranquilles, jusqu'à ce que le plus léger soit monté à la surface. On enlève alors le bouchon *a*; et le robinet *b* étant ouvert, le liquide le plus pesant descendra, passera au travers; et on ferme le robinet aussitôt que le liquide plus léger est prêt à couler.

Fig. 4. Vase de verre appelé *matras*, utile pour effectuer la solution des corps qui exigent de la chaleur pour se dissoudre, ou une longue digestion. Voyez vol. I, page 14. La partie supérieure du long col reste ordinairement froide; de sorte que l'on peut remuer le vase et ce qu'il contient.

Fig. 5. Bouteille de verre, avec un fond mince et un anneau glissant qui entoure le col, pour suspendre au-dessus d'une

lampe. Ces bouteilles sont très-utiles pour effectuer des *solutions* sur de petites quantités.

Fig. 6. Appareil inventé par M. Pepys, *pour connoître la quantité d'acide carbonique qui se dégage d'une substance par l'addition d'un acide.* Il consiste en une bouteille, avec un bouchon à l'émeri. Ce bouchon est perforé, et forme la partie inférieure d'un tube tourné comme un serpentin d'alambic. L'eau qui s'échappe dans ce tube avec le gaz, est condensée et retombe dans la bouteille. L'expérience se fait comme nous l'avons décrit page 303, vol. I; et la perte de poids déterminée à la fin de l'effervescence.

Fig. 7. *Thermomètre différentiel* de M. Leslie, décrit vol. I, page 86.

Fig 8, *a. Thermomètre à air*, pour déterminer la température des liquides. Il consiste en une bouteille remplie en partie avec une liqueur colorée, et en partie avec de l'air; un tube de verre d'un petit diamètre, ouvert aux deux extrémités, et cimenté ou hermétiquement scellé dans la bouteille; de sorte que son extrémité inférieure touche à peu près le fond de la bouteille. L'expansion de l'air qui y est renfermé par l'application de la chaleur, pousse la liqueur colorée dans le tube, dans une étendue qui peut être mesurée par une échelle graduée. La figure *b* est une autre variété du même instrument, décrit vol. I, page 85.

Fig. 9. *Thermomètre à air de Sanctorius.* Voyez vol. I, page 85.

Fig. 10. Entonnoir recourbé, pour introduire les liquides dans les cornues, sans salir leurs cols.

Fig. 11. *Alonge.* L'extrémité la plus large reçoit le col de la cornue, et la plus étroite passe dans l'ouverture du récipient.

Fig. 12. Coupe d'une *capsule de porcelaine pour évaporer.*

Fig. 13, *a. Cornue tubulée lutée*, à un *récipient capillaire b*,

dont le tube entre dans le col de la bouteille *c*, supportée par un bloc de bois.

Fig. 14. Différentes formes de *verres* pour les précipitations, avec un bec pour décanter convenablement le fluide de dessus le précipité.

Fig. 15. *Tube soufflé en boule dans le milieu, pour décanter les liquides.* La boule se remplit de liquide par l'action de la bouche, à la partie supérieure; tandis que la partie inférieure est plongée dans le liquide. Quand la boule est suffisamment pleine, on applique le pouce à la partie supérieure; et en l'ôtant avec précaution, le liquide coule par gouttes.

Fig. 16. *Bouteille pour déterminer la pesanteur spécifique des liquides.* Quand elle est remplie jusqu'à la marque du col avec de l'eau distillée à une température donnée, elle doit en contenir 1000, 2000, ou tout autre nombre rond. La quantité qu'on trouve qu'elle contient d'un autre liquide à la même température, donne la pesanteur spécifique de ce dernier. Par exemple, si 1000 grammes d'eau y occupent le même espace que 1850 grammes d'acide sulfurique, la pesanteur spécifique du dernier est à celle de l'eau, comme 1850 à 1000.

PLANCHE II.

Fig. 17. *Appareils pour obtenir les gaz*, lorsqu'il s'en échappe dans la chambre pendant l'opération; circonstance qui est très-importante quand les gaz ont des propriétés délétères, ou une odeur désagréable. Supposons que du sulfure de fer on veut, au moyen de l'acide sulfurique, obtenir du gaz hydrogène; on introduira le sulfure de fer en poudre grossière dans le corps de la bouteille *c*, avec une quantité d'eau suffisante. La partie *a* sera remplie d'acide étendu; et en fermant le robinet *b*, on le fixera exactement dans la tubulure à laquelle il est adapté à frottement. On fait ar-

river le tube recourbé *d* dans un récipient rempli d'eau et renversé sur la cuve, on ouvre graduellement le robinet *b*, et l'acide tombe dans la bouteille à gaz, et agit sur le sulfure de fer. Si on trouve nécessaire de renouveler l'acide sans déranger l'appareil, on agira comme il suit : le robinet *b* étant fermé, on peut enlever le bouchon qui ferme le porte-acide, et verser dedans de nouvel acide, au travers de l'ouverture. Ceci peut être répété autant de fois qu'on le trouvera nécessaire. Le porte-acide peut aussi être avantageusement adapté à une cornue pour certaines distillations, comme celle de l'acide muriatique.

Fig. 18. *Bouteille de verre simple*, avec un tube recourbé, dont l'extrémité est reçue dans la bouteille garnie d'un bouchon à l'émeri, fixé exactement dans l'ouverture. Pour les opérations ordinaires (comme pour obtenir le gaz hydrogène de la limaille de fer et de l'acide sulfurique étendu), cet appareil est très-bon, et il est moins coûteux. Il a fréquemment une tubulure et un bouchon de verre, et porte le nom de *bouteille à gaz tubulée*.

Fig. 19. *Entonnoir à gaz*, utile pour faire passer un gaz d'un vaisseau à large ouverture, dans une cloche d'un petit diamètre ou dans une bouteille. Quand on l'emploie à cet objet, il doit être renversé, comme on le voit par la figure, et sa douille introduite dans l'ouverture d'une bouteille ou d'une cloche, remplie d'eau et renversée sur la cuve, et on fait passer le gaz dedans, en bulles.

Fig. 20. *Eudiomètre* du docteur Hope, décrit volume I, page 168.

Fig. 21. Modifications de l'*eudiomètre* du docteur Hope, décrite vol. I, page 170.

Fig. 22. *Récipient pour les gaz*, dans le col duquel est cimentée une tête de cuivre, avec un écrou pour recevoir un robinet. Le vase *b* est un balon que l'on peut faire communiquer avec l'intérieur de la cloche *a*, en ouvrant le robinet.

Quand on emploie l'appareil, il est nécessaire d'avoir deux robinets, et non un seul, comme dans la figure. Supposant que l'on veuille déterminer le poids d'un gaz, on fait le vide dans le balon *b* en le vissant sur le plateau d'une machine pneumatique; et si l'on veut mettre une grande exactitude, il est nécessaire de placer une éprouvette dans ce vaisseau. Pesez ce balon quand il est vide, et vissez-le sur le récipient contenant le gaz à peser; ouvrez la communication, et observez, au moyen de la cloche graduée, combien de gaz a été introduit. Supposez que ce soit 50 millim. cubes. En pesant le balon quand il est plein, nous déterminerons le poids de 50 millim. cubes du gaz que nous examinons. Il faut faire l'expérience à la température de 15°, et le baromètre à 760 millim. de pression.

Fig. 23. *Cloche simple pour recueillir les gaz*, avec un bouchon usé à l'émeri.

Fig. 24. *Eudiomètre*, pour connoître, par le gaz nitreux, la pureté d'un mélange de gaz contenant du gaz oxigène. Le procédé a été décrit vol. I, page 139. L'instrument doit être accompagné d'une fiole, tenant, quand elle est entièrement pleine, 16 centim. cubes de gaz.

Fig. 25. *Support en fil de fer*, avec un plateau de plomb, pour élever au-dessus de l'eau, dans une cloche, une substance qui doit être exposée à l'action du gaz.

Fig. 26. *Appareil pour démontrer que le calorique existe dans les gaz à l'état latent.* Son application a été décrite ci-dessus. Vol. I, page 149.

Fig. 27. *Appareil pour sécher les précipités par la vapeur*, décrit vol. I, page 15.

Fig. 28 et 29. *Tubes* pour faire détoner des mélanges d'hydrogène et d'autres gaz inflammables avec le gaz oxigène, appelés communément *eudiomètres de Volta.* Voyez vol. I, page 174.

PLANCHE III.

Fig. 30. Forme ordinaire *de l'appareil de Woulfe.* Dans cette figure, la cornue *a* est représentée simple ; mais il est préférable de l'employer tubulée. L'usage de cet appareil a été décrit ci-dessus. Vol. I, page 9.

Fig. 31. Modification de l'appareil qui a été décrit aussi ci-dessus. Dans cette figure, la cuve à mercure est représentée avec une cloche renversée dedans, pour recevoir un gaz qui est soluble a l'eau.

Fig. 32. Changement fait par M. Pepys, a l'appareil de M. Woulfe, décrit vol. I, page 11.

PLANCHE IV.

Fig. 33 et 34. *Appareil de Cuthberson*, pour démontrer la composition de l'eau, avec la substitution de gazomètres aux récipiens employés originairement. L'appareil a été décrit vol. I, pages 143 et 185. La figure 33 représente dans une plus grande dimension la pièce de cuivre conique cimentée dans le fond du récipient, et au travers de laquelle passent les gaz.

Fig. 35. *Gazomètre* de la construction la plus simple et la plus ordinaire. Voy. page 140, vol. I.

Fig. 36. *Récipient pour les gaz*, décrit vol. 1, page 141.

Fig. 37. *Cuve galvanique.* Voy. vol. I, page 204. Le tube *b* représente l'appareil pour décomposer l'eau. Le fil supérieur peut être hermétiquement scellé dans le tube ; le fil inférieur passe au travers d'un bouchon qui doit avoir une petite ouverture pour laisser couler l'eau en gouttes, à mesure que le gaz est produit.

Fig. 38. Manière dont une bougie peut être brûlée dans le gaz oxigène. Voy. vol. I, page 154.

Fig. 39. *Combustion d'un fil de fer dans le gaz oxigène.*

Fig. 40. *Appareil pour décomposer l'eau sur du charbon ou du fer rouges.* Voy. vol. I, page 158.

Fig. 41. *Appareil pour voir la diminution effectuée dans le volume de l'hydrogène et de l'oxigène, par leur combustion lente.* Voy. vol. I, page 139.

Fig 42. *Appareil simple et peu coûteux pour congeler le mercure au moyen du muriate de chaux et de la neige.* La caisse de bois *a a* doit être double, de 12 millim. carrés et de 175 millim. de profondeur : elle doit avoir un couvercle de bois, qui y entre et est garni d'une main. On place au dedans un vase d'étain *b b*, posé sur un pied de 12 à 25 millim. de hauteur, ayant à sa partie supérieure un avancement de 30 millim. de largeur et de 25 de profondeur, sur lequel est placée une plaque mince d'étain *c c*. Dans ce second vaisseau est un troisième *d*, contenant le mercure à congeler, refroidi préalablement dans un mélange réfrigérant : on l'entoure d'un mélange de neige et de muriate de chaux, refroidi à —13° centig., par un mélange de glace et de sel commun. La plaque *c c* doit être couverte aussi avec ces matières, et le couvercle de bois posé ensuite en sa place. On le laisse alors, jusqu'à ce que le mercure soit congelé. Un appareil plus élégant, mais plus coûteux, de M. Pepys, est décrit et représenté dans un des premiers volumes du Magasin philosophique.

Fig. 43. *Support de fil de fer*, consistant en un cercle intérieur, et trois branches de fil procédant de celle-ci sur le même plan. Son usage est décrit vol. I, page 161.

Fig. 44. *Appareil de M. Davy, pour l'analyse des terrains*, décrit dans son mémoire placé dans la troisième partie de cet ouvrage.

PLANCHE V.

Fig. 45. *Appareil de Pictet*, pour démontrer le rayonnement du calorique, accompagné de lumière. Voy. volume I, page 97.

Fig 46. *Bouilloire ovale de cuivre*, pour démontrer les faits les plus importans touchant le calorique latent. La grandeur de ses différentes parties (excepté la largeur, qui est de 100 millim.), peut être faite sur l'échelle fixée à la planche, qui suffit à un ouvrier instruit pour construire cet appareil. Cependant il est indispensable de décrire la boîte à cuir, principalement parce que la première partie de cet appareil est construite généralement sur un mauvais plan.

Fig. 47. *Coupe* sur une grande dimension *de la boîte à cuir b* (*fig.* 46), pour visser des tubes de métal droits ou recourbés, sans les tourner en rond *a*. Coupe de l'extrémité d'un des tubes *a*, et *b* celle de l'autre qui doit être fixée à celle-ci. *c* colet qui tourne sur l'épaule du tube *a* et se visse sur *b*. En vissant ce colet *b*, l'extrémité du tube *a* peut presser sur la partie *dd* du tube *b*, sans que l'on tourne en rond l'un ou l'autre tube. Si sur *d* on place un rond de drap trempé dans de l'huile de lin bouillie, la jointure, étant vissée (si elle est bien faite), devra être imperméable à la vapeur, aussi bien qu'à l'eau et à l'air. La projection *d* sert à empêcher l'anneau de drap d'être déplacé, et guide en même temps les extrémités des tubes, pour qu'elles se rencontrent exactement.

Fig. 48. *Coupe de la douille*, pour fixer le tube d'un thermomètre dans un digesteur, où il y a une grande chaleur et une forte pression, *b* douille fixée à la partie supérieure du digesteur, ayant une ouverture assez large pour admettre la boule du thermomètre; *a* une vis placée sur *b*, ayant au centre une ouverture assez large pour admettre seulement le tube du thermomètre; *cc* plaque ronde,

libre, concave a la partie supérieure, ayant un trou au centre suffisant aussi pour admettre le tube du thermomètre. Quand on veut insérer cet instrument, la vis *a* et la plaque *c* doivent être tirées hors de la douille. On passe alors la boule au travers. On entoure la tige du thermomètre de filasse trempée dans de l'huile de lin, pour remplir à peu près la douille. On tourne alors la vis *a* jusqu'à ce que la filasse soit assez comprimée pour être dure. Les surfaces opposées de la plaque *c* et de la vis *a* sont concaves, pour que la filasse soit comprimée autour de la tige du thermomètre.

PLANCHE VI.

Fig. 49, 50, 51. *Coupes de creuset.*

Fig. 52. *Moufle.* Voy. page 6, vol. I.

Fig. 53. *Support pour élever les creusets au-dessus des barres de la grille*; *a* support adapté au fourneau de M. Aikin; *b* autre d'une forme ordinaire.

Fig. 54. *Creuset pour faire les essais des mines.*

Fig. 55, 56 et 57. *Fourneau portatif de M. Aikin.* Il est composé de trois parties, toutes formées de plombagine commune fondue en pots, que l'on vend à Londres pour l'usage des orfévres. La partie inférieure *c* est le fond d'un de ces pots, coupé pour laisser seulement une cavité d'environ 25 millim., et poli au dedans et au dehors. Le diamètre extérieur du sommet est de 165 millim. La pièce du milieu ou foyer *a* est une portion large du même pot, avec une cavité d'environ 150 millim. de largeur, dont le diamètre intérieur, à la partie supérieure, est de 195 millim., et perforé dans le fond de six trous. Ces deux pots forment la partie essentielle pour beaucoup d'opérations; mais quand on veut entourer de feu un creuset qui y est renfermé, et principalement pour défendre les yeux de l'éclat insoutenable du feu en pleine activité, il faut ajouter un pot superieur *b* de

la même dimension que celui du milieu, avec une large ouverture sur le côté, pour donner issue à la fumée et à la flamme. Il est muni aussi d'une branche de fer, avec une poignée de bois (un vieux coin remplit cet objet), pour l'enlever quand il en est besoin.

Les soufflets qui sont doubles *d* sont fixés par des vis à une table solide, d'où on les peut retirer à volonté comme ils sont représentés dans la planche, et leur manche doit être assez long pour qu'on les fasse agir facilement avec la main. Pour accroître leur force dans quelques cas, on peut attacher fortement un morceau de cuivre sur la planche du soufflet supérieur. La douille est reçue dans l'ouverture du pot *c*, qui conduit le vent dans la cavité. De cette manière, l'air passe dans le four *a*, au travers de six trous de la largeur d'un foret, percés à des distances égales dans le fond du pot, et tous convergent dans une direction intérieure, de telle sorte que s'ils étoient prolongés, ils occuperoient environ le centre de la partie supérieure du feu. La *fig.* 56 représente la distribution de ces trous dans le four. Le large trou central est destiné à recevoir le support *a*, *fig.* 53, qui sert à soutenir le creuset.

Il n'est pas nécessaire de lutter ce fourneau pour s'en servir; de sorte qu'il peut être dressé et démonté en un instant. Du *coak* ou du fraisil commun, retirés du feu quand le charbon cesse de flamber, séparés de la poussière et cassés en petits morceaux, forment le meilleur feu pour obtenir une haute température. Le feu peut être allumé d'abord au moyen de quelques morceaux de fraisil allumés et d'une petite quantité de charbon de bois.

La chaleur que donne ce petit fourneau est si intense, qu'elle a eu le pouvoir de fondre une pièce épaisse de fonte de fer. La plus grande chaleur qu'il ait produite est de 167°, du pyromètre de Wedgwood, dont les pièces dans un creuset de Hesse, s'écoulèrent à l'état de porcelaine en fusion. On peut obtenir une chaleur de 155° à 160° du py-

romètre de Wedgwood, si le feu est bien ménagé et si les soufflets agissent avec vigueur. (Voy. Philosophical Magazine, vol. XVII, page 166).

J'ai appris aussi, par une lettre de M. Aikin, qu'il pouvoit être employé dans une leçon, pour démontrer, et dans d'autres cas, pour opérer la coupellation. Il faut pour cela empêcher une partie de l'air de se répandre dans le fourneau, et la faire passer au travers d'un creuset dans lequel est placée la coupelle. Ce moyen augmente le courant d'air, et on peut l'accroître avec un tube courbe passant au travers du couvercle du creuset. La *fig.* 57 présente le fourneau employé à cet usage; *a a* le fourneau; *b* la cheville perforée pour établir le courant au centre; *c c* portion d'un tube de terre, au travers duquel passe l'air, qui est échauffé dans ce passage; *e* morceau de brique cassé, perforé, pour admettre le tube de terre *f*, qui peut rester ouvert, pour laisser voir l'opération. Il n'est pas nécessaire de luter, excepté pour joindre *f* à *e*.

Fig. 58. *Fourneau portatif de M. Knight*, composé de fortes plaques de fer garnies à l'intérieur de lut sec, d'un diamètre intérieur de 150 millim. *a* la grille; *b* porte du cendrier; *d* porte du foyer quand il est employé pour bain de sable; *e e* deux trous opposés l'un à l'autre, pour passer un tube; *g* ouverture pour le col d'une cornue, quand on l'emploie à la distillation à feu nu.

Fig. 59. *Coupe différente du même fourneau.* *a* la grille; *d* la porte du four; *f* petite porte pour placer une moufle. Les autres lettres correspondent à l'explication de la figure précédente.

Le meilleur feu pour ce fourneau, quand on l'emploie comme fourneau à vent, est du charbon de bois, avec ou sans le mélange d'une petite portion de *coak*. Pour la distillation au bain de sable, on peut employer le charbon, avec un peu de houille.

PLANCHE VII.

Fig. 60. Elle représente *un fourneau fixe*, que je trouve très-utile, parce qu'il peut être employé comme fourneau à vent ou pour la distillation au bain de sable. Sa hauteur totale à l'intérieur est de 838 millim., et son carré extérieur de 300 millim. ou de deux briques placées en longueur. L'épaisseur des parois du fourneau est de la largeur de la brique, ou 110 millim.; mais quand il y a de l'espace, il est préférable de le faire de 125 millim. d'épaisseur. Du haut du fourneau à la grille, qui est mobile et supportée sur deux barres, la hauteur est de 330 millim.; et en *c* est une porte à la Rumford, ou, ce qui est préférable, un trou fermé avec un bouchon de terre, pour introduire le feu. Le cendrier doit avoir une porte à registre. La cheminée est de 100 millimètres de largeur sur 75 de hauteur, et peut être garnie ou non d'une hotte. Sur l'ouverture du fourneau est placé un anneau de fonte de fer de 250 pouces de diamètre intérieur, 75 de largeur et 12 d'épaisseur : il est tenu en place par trois clous de fer qui passent dans trois trous également distans dans l'anneau, et éloignés de 125 millim. à angle droit. Ces clous servent à fixer fortement l'anneau dans le massif de briques. Les bains de sable sont de différentes grandeurs; et l'on peut en faire une variété sur le même anneau, en variant la largeur de leurs bords, comme on le voit *fig.* 71. Les briques doivent être cimentées ensemble, au moins à la moitié intérieure de leur largeur, avec de l'argile, ou un mélange d'argile de Stourbridge, avec deux ou trois parties de sable et une quantité d'eau suffisante.

Quand on l'emploie comme fourneau à vent, l'ouverture latérale doit être fermée avec son bouchon; ou si l'on emploie une porte à la Rumford, elle doit être défendue du feu par une tuile. On introduit le feu par l'ouverture supérieure, qui peut être bouchée au besoin avec une tuile. Pour la dis-

tillation au bain de sable, le bain est placé sur l'anneau de fer; et le feu, qui peut être de charbon de terre, est introduit au travers de l'ouverture latérale.

Fig. 61. *Coupe longitudinale du fourneau à vent, inventé par M. Knight*, avec une division additionnelle pour utiliser la chaleur qui se perd. *a* la cavité interne qui est carrée, pour contenir le feu et le creuset; *b* tuyau communicant à un courant froid *c*; addition utile pour sécher les creusets lutés, ou pour les élever à une température propre pour le fourneau ou pour grilles des mines, et pour divers autres usages; *d* tuyau qui se réunit avec la cheminée verticale *e*, qui, pour produire une forte chaleur, ne doit pas avoir moins de 760 ou 1015 millim. de haut; *ff* couvercles consistant en tuiles de 25 centim., avec une poignée; *g* ouverture au travers de laquelle on ne voit que le feu entre la grille et la barre *h*: on laisse cet espace dans le double objet de remuer le feu et de retirer au besoin les barres; *k* est le cendrier qui est creusé au-dessous du niveau de la terre, et couvert, quand il s'étend au-delà de *l*, d'une grille de fer.

La meilleure situation de ce fourneau est dans un coin du laboratoire, la cheminée étant placée dans l'angle, comme elle est représentée dans la gravure. Par cet arrangement, celui qui opère n'éprouve pas le désagrément de se brûler les jambes en restant devant la porte; tandis que le derrière de ses jambes est exposé au courant d'air froid qui vient au fourneau.

Fig. 62 et 63. *Deux coupes différentes du fourneau inventé par M. Knight*, et pouvant servir à diverses opérations.

L'intérieur du fourneau est de 250 millim. carrés et 80 centim. de profondeur de l'ouverture à la grille. La face de l'ouverture *g* (*Fig.* 62) s'élève à un angle qui rend la partie postérieure de 125 millim. plus haute que le front du fourneau. Par ce moyen, on peut couvrir entièrement de feu une

grande cornue sans obstruer le passage de l'air, et le poids du couvercle se trouve allégé quand il est nécessaire de l'enlever. Les murs du fourneau sont au moins d'une brique et demie d'épaisseur, et plus, si la grandeur du local le permet. En plaçant le cendrier au-dessous du niveau de la terre, en *i*, la hauteur du fourneau n'excède pas 38 centimètres; ce qui rend beaucoup plus facile le ménagement du feu, et expose moins la figure et les mains à l'action de la chaleur. Le cendrier *a* doit être au moins de 450 millim. de profondeur au-dessous de la surface de la chambre, et plus s'il est possible. Il doit avoir une ouverture qui s'avance d'environ 1 mètre, et couverte avec une plaque de fer près du fourneau : ce qui préserve les jambes de celui qui opère, de l'action du feu.

La grille *b* est formée de barres séparées, de forme triangulaire, de 20 millim. en carré, et placées sur deux supports. Sur la face du fourneau doit être placée une barre de fer pour supporter le massif de brique, et pour laisser une ouverture au travers de laquelle on peut retirer les barres, remuer le feu et séparer les scories. La cheminée *e* a 65 millim. d'ouverture, 113 de large et 65 de haut.

Pour employer ce fourneau à une distillation à feu nu, on laisse sur le côté une ouverture *d*, *fig.* 62, que l'on remplit, quand on ne s'en sert pas, de cinq morceaux de briques de la grandeur nécessaire, et lutés avec de l'argile. Il est bon aussi d'avoir d'autres pièces dont l'ouverture soit arquée, pour passer le col d'une cornue. Une de ces pièces peut être un trou rond pour passer un tube, et un trou correspondant *h fig.* 63 au côté opposé du fourneau, et qui doit, quand on ne s'en sert pas, être fermé avec un bouchon.

Fig. 64 et 65. Elles représentent *un bain de sable* pour contenir des évaporatoires. La profondeur du front au dos est de 500 millim.; sa largeur, de 1828 millim. Au front est un rebord de 100 millim., consistant en plaques de fer,

maçonnées à chaque extrémité dans le mur. Le plancher ou fond *ee* est formé de plaques de fonte de fer, s'engrainant les unes dans les autres. L'avantage de plusieurs petites plaques sur une grande consiste dans le prix modique, et la facilité avec laquelle elles peuvent être changées si elles se fendent par la chaleur, accident qui n'est pas rare. Les jointures sont affermies avec du lut sec, qui empêche le sable de passer au travers. On voit en *b* le foyer, dont le fond est garni d'une grille de 250 millim. de long sur 200 de large. La flamme et la fumée circulent d'abord dans le tuyau, et ensuite dans le tuyau *c*, qui conduit la fumée à la cheminée *g*. Pour construire le tuyau au-dessous de la grille, on place de champ une rangée de briques, qui servent à supporter le rebord des plaques du fourneau.

Il est bon de couvrir le bain de sable d'un faîte oblique, qui peut être formé de lut et de plâtre, et supporté par les murs des côtés. La partie inférieure de ce faîte peut être placée à environ 75 centim. au-dessus du rebord et des plaques de fer. Il est nécessaire aussi d'avoir un tuyau à air à peu près à la partie supérieure du mur extérieur, sous le dôme du faîte, qui puisse être fermé au besoin avec une porte. Il doit s'ouvrir dans la cheminée ; et dans ce cas, il sert à chasser au dehors les vapeurs nuisibles.

PLANCHE VIII.

Fig. 66, 67 et 68. Coupes et plans *du fourneau de réverbère.* Dans ce fourneau, le feu est contenu dans un foyer antérieur, et la substance soumise à l'action du feu, placée sur le plancher d'un autre foyer situé entre le front et la cheminée. La flamme passe dans le second compartiment, et par la forme de celui-ci, elle est concentrée sur la substance exposée au feu, qui n'est pas renfermé dans un vase séparé ou un creuset, mais placé sur le sol du fourneau. Quand elle est réduite à l'état de fusion, la masse fondue coule au tra-

vers du trou à robinet *h* La dimension de ce fourneau ne peut guères se fixer, parce qu'elle varie beaucoup dans les différentes parties; mais on peut s'en assurer en recourant aux planches, et en se servant de l'échelle qui y est placée. Dans ces trois figures, *a* représente le cendrier; *b* la grille composée de barres mobiles; *c* la porte par laquelle on introduit le feu; *d* porte dans le côté du fourneau, pour regarder l'opération; *e* planches du fourneau qui descend et diminue graduellement sur le dos du fourneau; *f* autre porte pour introduire et retirer les matières; *g* dos du fourneau, immédiatement sous la cheminée; *h* trou à robinet; *i* cheminée.

Fig. 69 et 70. Fourneau d'*émailleur* ou de coupelle. Sa forme peut être un carré oblong; ses dimensions sont réglées par celle de la moufle qui doit appuyer sur le dos, tandis que son ouverture est placée sur celle du fourneau. Sur chaque côté de la moufle, on doit laisser une ouverture de 60 millimètres, pour laisser passer le feu de haut en bas, où il doit y avoir un semblable espace. Il faut laisser sur l'autre côté une ouverture de 60 millim.; mais la situation de la figure ne permet pas de la voir. Au devant de la moufle est un rebord ou planche vue en *c*, qui est destinée à supporter ce que l'on doit placer dans la moufle. Deux tuiles de 9 centimètres, placées en long avec les briques, rempliront bien cet objet. Dans chaque figure, *a* est le cendrier; *c* la grille; *d* la moufle; *e* l'ouverture pour introduire la moufle; *f* la cheminée; *g* le couvercle.

Fig. 71. *Bains de sable, avec des rebords de diverses grandeurs.*

Fig. 72 et 73. *Fourneau portatif du docteur Black*, formé de plaques de fer, enduites d'argile. Ses dimensions, variant dans presque toutes les parties, peuvent être mesurées sur l'échelle. *a* le foyer; *b* la cheminée; *c* le cendrier; *d* la porte

du cendrier ; *e* registre pour régler la quantité d'air qui doit passer au travers du feu.

Fig. 74. Fourneau à vent de M. Chenevix. Il a été gravé dans le journal de Nicholson, d'où l'on a tiré la figure de la planche VIII. M. Chenevix décrit ce fourneau comme il suit : « J'ai construit un fourneau à vent préférable, sous quelques rapports, au fourneau ordinaire. Les côtés, au lieu d'être perpendiculaires, sont renversés; de sorte que l'espace creux est pyramidal. Au fond, cet espace est de 250 millim. carrés, et en haut, seulement de 200 millim. Cette forme réunit les avantages suivans : 1° Une grande surface est exposée à l'air, qui, ayant un accès facile, s'élance sur le feu avec une grande rapidité. 2° Les côtés inclinés agissent en réverbérant. 3° Le feu tombe de lui-même, et est toujours répandu sur la grille ».

Dans la figure, *a* représente la grille; *cc* sont deux briques qui peuvent être placées pour diminuer la capacité; *h* est une autre grille qui peut être placée sur les briques *cc*, pour quelques opérations; *dd* sont des briques qui peuvent être placées pour diminuer la capacité de cette partie du fourneau ; *e* le couvercle. Chaque brique peut être placée à demeure sur les côtés du fourneau.

Dans la construction d'un fourneau destiné à produire une forte chaleur, on doit employer de la chaux ou mortier, et les briques doivent être assujéties avec de l'argile, de l'eau et du sable, plaçant quelquefois des morceaux de fer courbés à angles droits, dans des directions opposées. Le fourneau doit rester plusieurs semaines à sécher avant de s'en servir ; et avant d'y exciter une forte chaleur, on doit y allumer quelquefois un feu léger, dont on augmente graduellement la force. Quand on veut avoir un fort courant d'air, il est nécessaire d'assujétir fortement ensemble les briques, en les entourant de barres ou de plaques de fer tenues en place avec des écrous. La cheminée doit être de

225 millim. de largeur, et il faut le monter à une hauteur aussi grande que les circonstances le permettent.

Le *coak* ou charbon de terre est le seul feu propre à produire une chaleur intense, et peut être employé dans tous les cas, excepté dans le fourneau à réverbère et les distillations au bain de sable. Le charbon de bois est réservé principalement pour les fourneaux portatifs.

PLANCHE IX.

Fig. 75. *Batterie galvanique* appelée *couronne de tasses*, décrite vol. I, page 204.

Fig. 76. *Appareil pour obtenir les élémens de l'eau dans des tubes séparés.* Voy. vol. I, page 213.

Fig. 77. *Pile de Volta.* Voy. vol. I, page 203.

Fig. 78. *Section d'une cuve galvanique*, pour expliquer la théorie de l'excitation de l'électricité galvanique. Voyez vol. I, page 226.

Fig. 79. *Appareil pour obtenir le gaz hydrogène et l'oxigène de deux quantités d'eau qui ne sont pas en contact l'une avec l'autre.* Voy. vol. I, page 214.

Fig. 80. *Deux coupes d'agate*, communiquant par de l'amiante humectée. Voy. vol. I, page 215.

Fig. 81. *Deux cônes d'or* réunis de même. Ibid, 216.

Fig. 82. *Coupes d'agate* semblables, communicant par un vase intermédiaire *i*. Voy. vol I, page 218.

Fig. 83. *Appareil pour obtenir le potassium de la potasse et des tournures de fer*, décrit vol. I, page 241.

Fig. 84. *Appareil pour brûler les gaz par l'électricité, en les soumettant à des décharges électriques.*

Fig. 85. *Porte-gaz* de M. Pepys. *a* Petite cornue de fer, placée dans le feu, avec un tube conducteur *b*, qui est reçu dans le vase en c. On le voit dans la planche sur diverses

dimensions par la lettre *d* placée sur le corps du réservoir et près du tube central qui descend de la citerne *e*, à peu près au fond du vase. En *f* est placé le tube de verre qui marque le poids de l'eau dans le vaisseau. Quand on veut remplir une cloche avec le gaz du réservoir, on la place remplie d'eau et renversée dans la citerne *e*. Les robinets 1 et 2 étant ouverts, l'eau descend au travers du tube attaché à ce dernier, et le gaz s'élève par le robinet 1. En élevant la citerne *e* à une grande hauteur, on peut obtenir une dose de pression considérable, et visser un chalumeau au robinet libre du vaisseau.

PLANCHE X.

Description d'une Etuve.

Nous donnons ici la description d'une étuve simple, commode et peu coûteuse. Nous l'avons vue dans le laboratoire de M. d'Arcet, où elle sert à faire sécher, non-seulement les filtres et les différens résidus d'analyse, mais encore à faire évaporer lentement des dissolutions salines pour favoriser la cristallisation des sels, à vernir des objets de carton ou de fer-blanc, et à différens autres usages.

Cette étuve se compose d'une boîte en bois de sapin, dans le fond de laquelle le verre d'une lampe à double courant d'air se trouve engagé. Nous allons entrer dans de plus grands détails, en donnant l'explication des figures.

Fig. 1re. *Elévation latérale de l'étuve.* La lampe se trouve à sa place ; l'étuve est censée en activité.

a. b. Trous qui sont percés dans le haut de la boîte, sur le côté, et qui se bouchent à volonté avec des bouchons de liège : ces bouchons, comme on le voit en *c*, sont fixés à la boîte au moyen de ficelles qui les empêchent de s'égarer quand les trous sont ouverts.

Fig. 2. *Coupe verticale de la boîte.* On suppose la porte et

le cadre de devant enlevés. On voit en *dddd* les coupes de quatre grillages en fil de fer, ayant des mailles de 0^{m}. 01 carré, et servant à supporter les différens objets que l'on veut exposer à la chaleur de l'étuve.

e Est l'élévation du champignon en tôle qui traverse le fond de la boîte. Nous en donnerons plus bas la description.

Fig. 3. *Plan du fond de la boîte, vu en dessous.* Les deux cercles concentriques qui sont tracés au centre représentent le plan des deux tuyaux du champignon. Le tuyau intérieur est celui dans lequel entre le verre de la lampe; et l'espace vide qui se trouve entre ce tuyau et le tuyau extérieur, est destiné à introduire dans la boîte, lorsqu'on le desire, un courant d'air moins chaud, mais plus rapide.

Fig. 4. *Coupe verticale du champignon en tôle* dont il a été parlé plus haut. Il se compose de deux tuyaux de tôle de diamètres différens, et qui sont fixés l'un dans l'autre. Le tuyau intérieur, qui est plus étroit, mais plus long, porte, à sa partie supérieure, une capsule renversée, faite en tôle, et qui y est fixée au moyen de trois fils de fer arqués.

Ce couvercle sert à distribuer également l'air échauffé dans toute la largeur de la boîte, et à recevoir le peu de noir de fumée que donnent les lampes à double courant d'air. La température est si élevée dans le centre de la calotte, que le noir de fumée s'y brûle complètement.

On voit en *g* l'élévation du couvercle qui s'ajuste au bas du tuyau extérieur, et qui sert à boucher l'espace libre qui se trouve entre les deux tuyaux. En le mettant, on supprime à volonté le courant d'air froid qui pénétroit par là dans la boîte.

h Est le plan du même couvercle, vu en dessous. Le trou qui est au centre correspond au dedans du tuyau intérieur : c'est par ce trou que passe le verre de la lampe, comme on le voit dans la *fig.* 1re.

Le petit trou qui se trouve marqué sur ce plan à côté de celui dont nous venons de parler, sert à donner passage à la crémaillère, qui conduit la mèche circulaire du quinquet. Cette crémaillère, lorsque la mèche est presque usée, passe à travers ce trou, et joue dans l'espace qui sépare les deux tuyaux.

De l'usage de cette étuve.

On voit que c'est une nouvelle application du quinquet. Lorsqu'il fait nuit, on profite de la lumière qu'il donne, et on utilise continuellement le courant d'air échauffé qui sort de la cheminée. Cet air, à la vérité, n'est pas de l'air pur; une portion a servi à la combustion de l'huile et du coton de la mèche. Mais il en est de même dans toutes les étuves qui se chauffent directement avec des poëles remplis de poussier ou de braise allumée; et il n'y a que quelques cas rares où l'acide carbonique pourroit être nuisible, et changer la nature des substances que l'on feroit sécher dans cette étuve.

Un quinquet brûle à peu près 34 grammes d'huile, et coûte environ 5 centimes par heure. La température que l'on obtient en se servant d'un quinquet ordinaire et d'une boîte ayant environ 1 hectolitre de capacité, s'élève jusqu'à 70° centigrades. Si l'on ferme dans le haut les quatre trous qui sont sur les côtés de la boîte, et dans le bas l'obturateur qui supprime le courant d'air froid qui passe entre les deux tuyaux de tôle, le peu de jour qui se trouve autour de la porte, suffit alors pour entretenir le courant d'air et alimenter la combustion de l'huile.

On voit qu'en ôtant plus ou moins de bouchons; en ôtant ou mettant l'obturateur, et en baissant plus ou moins la mèche du quinquet, on peut donner dans cette étuve le degré de chaleur que l'on desire. On peut placer en dedans la boule d'un thermomètre, faire passer la tige à travers le dessus

553

de la boîte, et savoir toujours ainsi, sans l'ouvrir, à quel degré de chaleur se trouvent exposés les filtres que l'on veut faire sécher.

On peut faire évaporer promptement des liquides, en posant les capsules sur la calotte de tôle qui se trouve dans le bas de l'étuve. Pour y faire des dissolutions à une douce chaleur, il suffit de placer les matras sur le grillage d'en haut (comme on le voit en *m*, *fig.* 2), et d'en faire passer le col à travers un des quatre trous qui sont sur les côtés, pour que les vapeurs qui sortent des matras n'altèrent pas les autres objets qui se trouvent dans l'étuve.

Un grand filtre double, ayant $0^{m}375$ de diamètre, contenant 50 grammes de sulfate de plomb, mis tout mouillé dans l'étuve, se trouve parfaitement séché en moins de six heures.

Un filtre moyen double, ayant $0^{m}217$ de diamètre, et contenant 20 grammes de sulfate de plomb, peut s'y sécher complètement en moins de quatre heures.

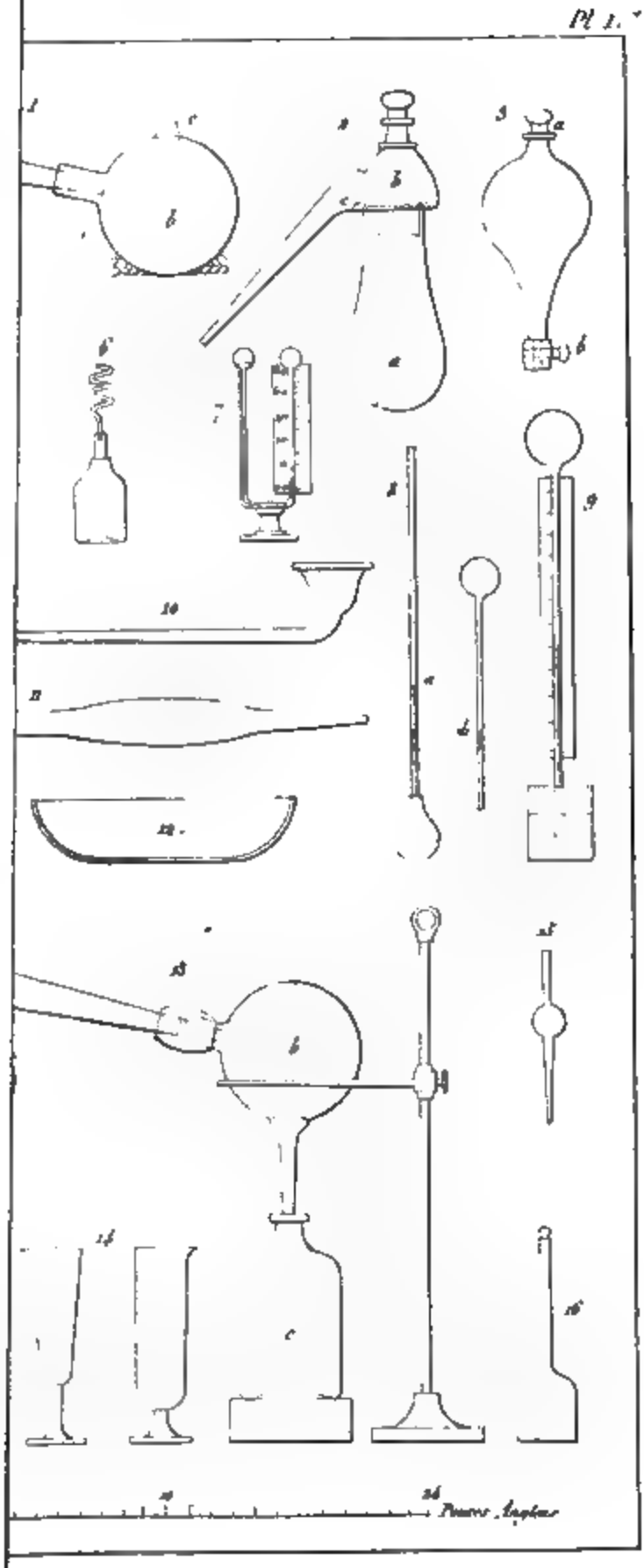
Cette étuve a l'avantage de n'exiger que peu de soin : on peut même laisser le quinquet allumé pendant la nuit, et ne pas interrompre ainsi la dessiccation des filtres que l'on veut faire sécher. Un long usage a démontré à M. d'Arcet toute la commodité de cette étuve, et il assure n'y avoir jusqu'ici trouvé aucun inconvénient.

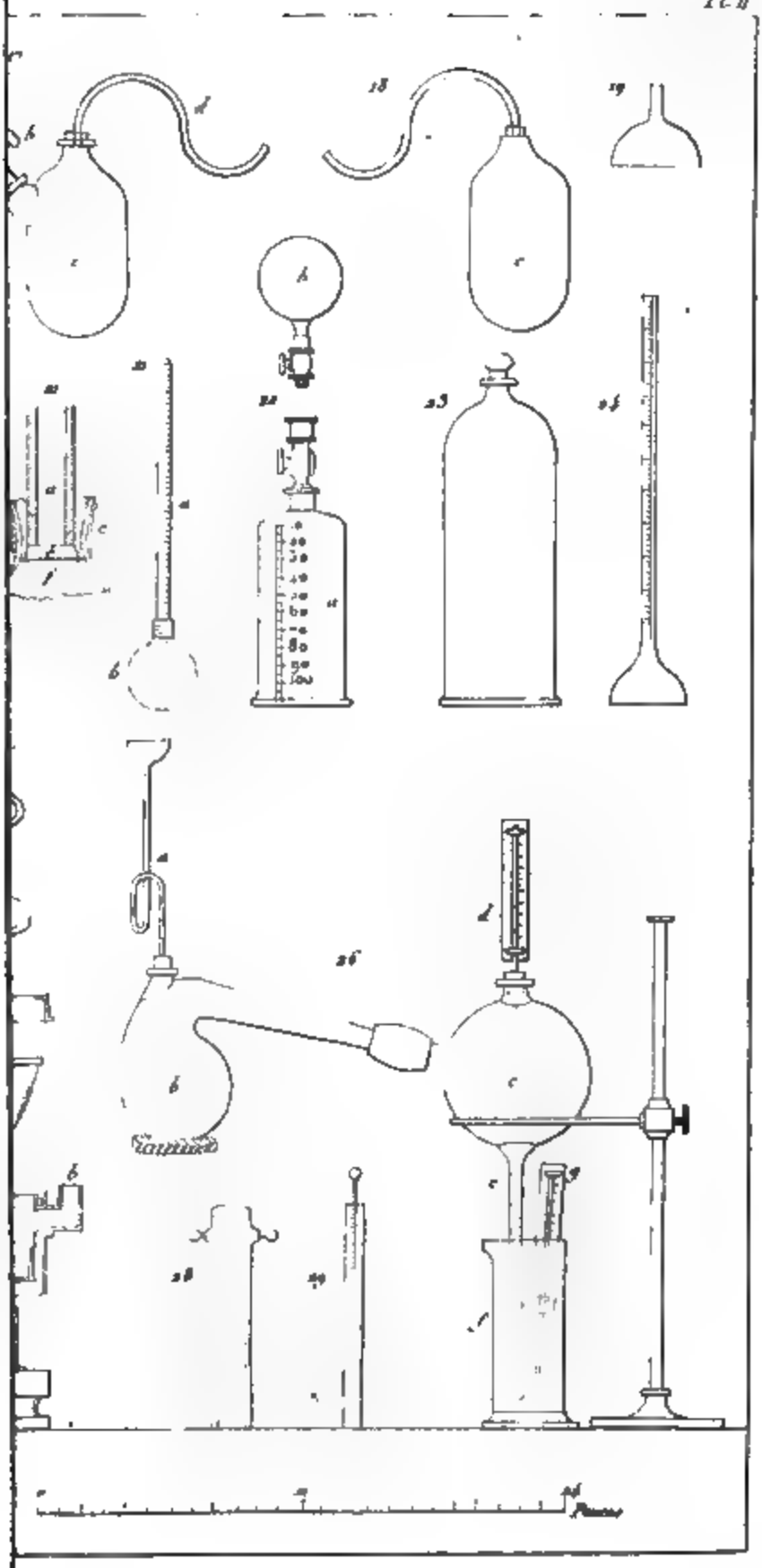
Alcali-mètre.

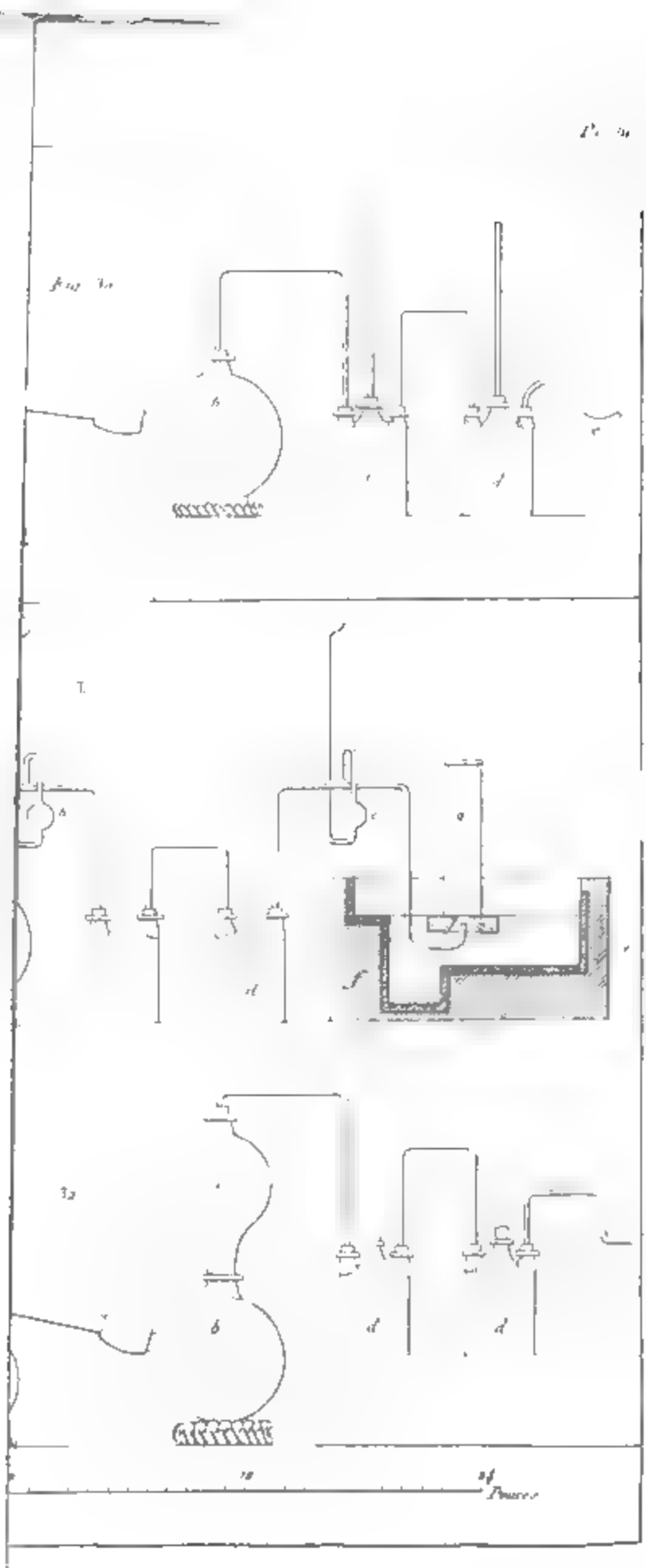
Fig 5 et 6. *Alcali-metre* de M. Descroizilles. Voyez, pour sa description et son emploi, la troisième partie de cet ouvrage, à l'article de l'analyse des potasses.

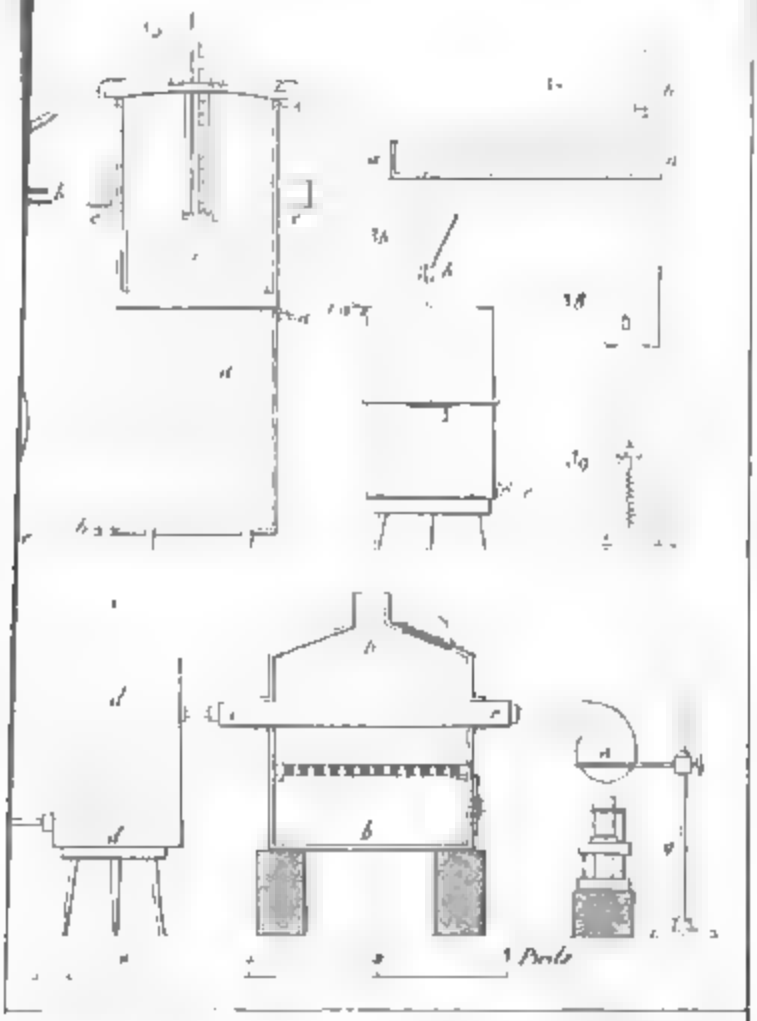
FIN DU PREMIER VOLUME.

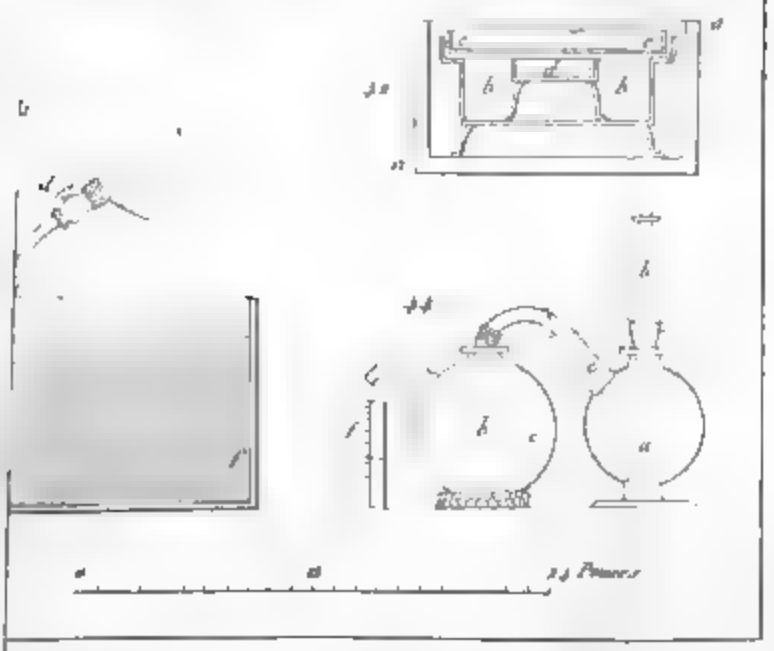
B 347634


Pl. I.
Pouces Anglais









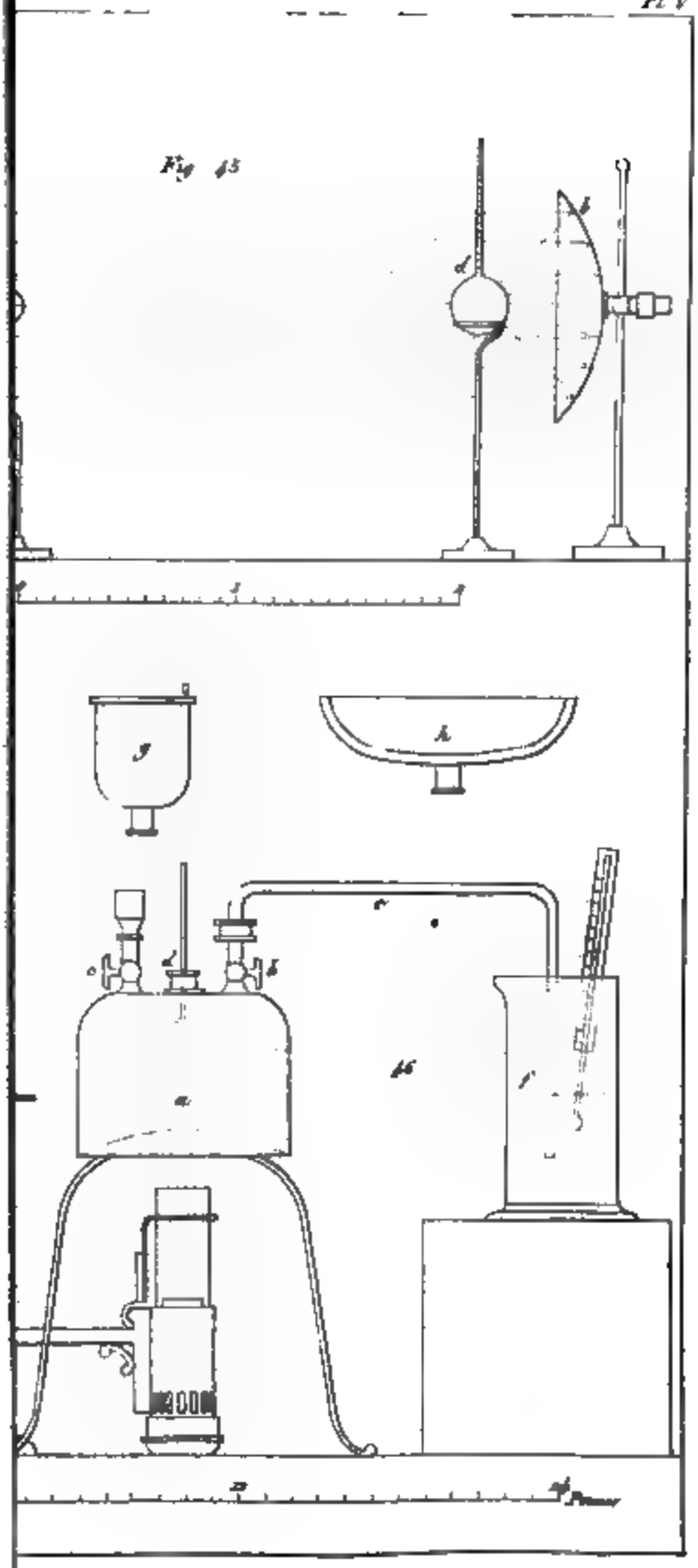
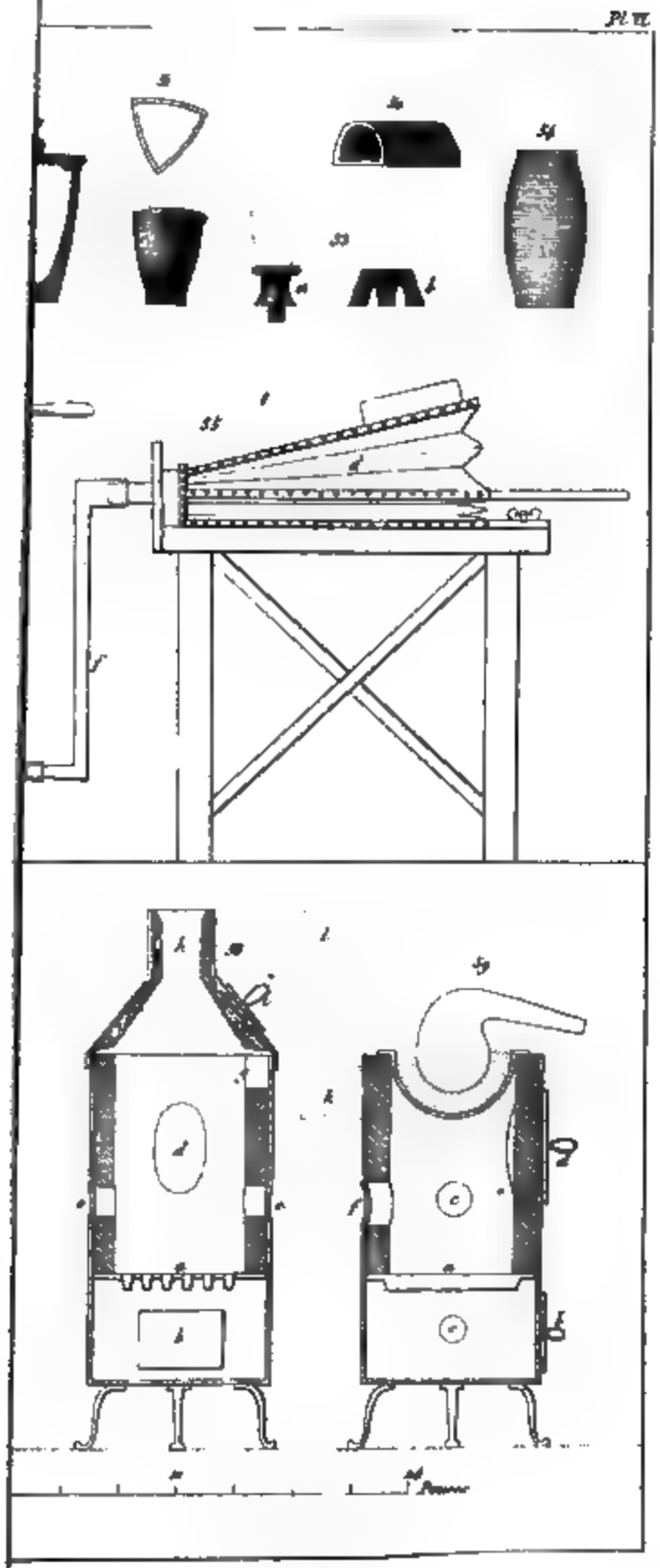


Fig 45



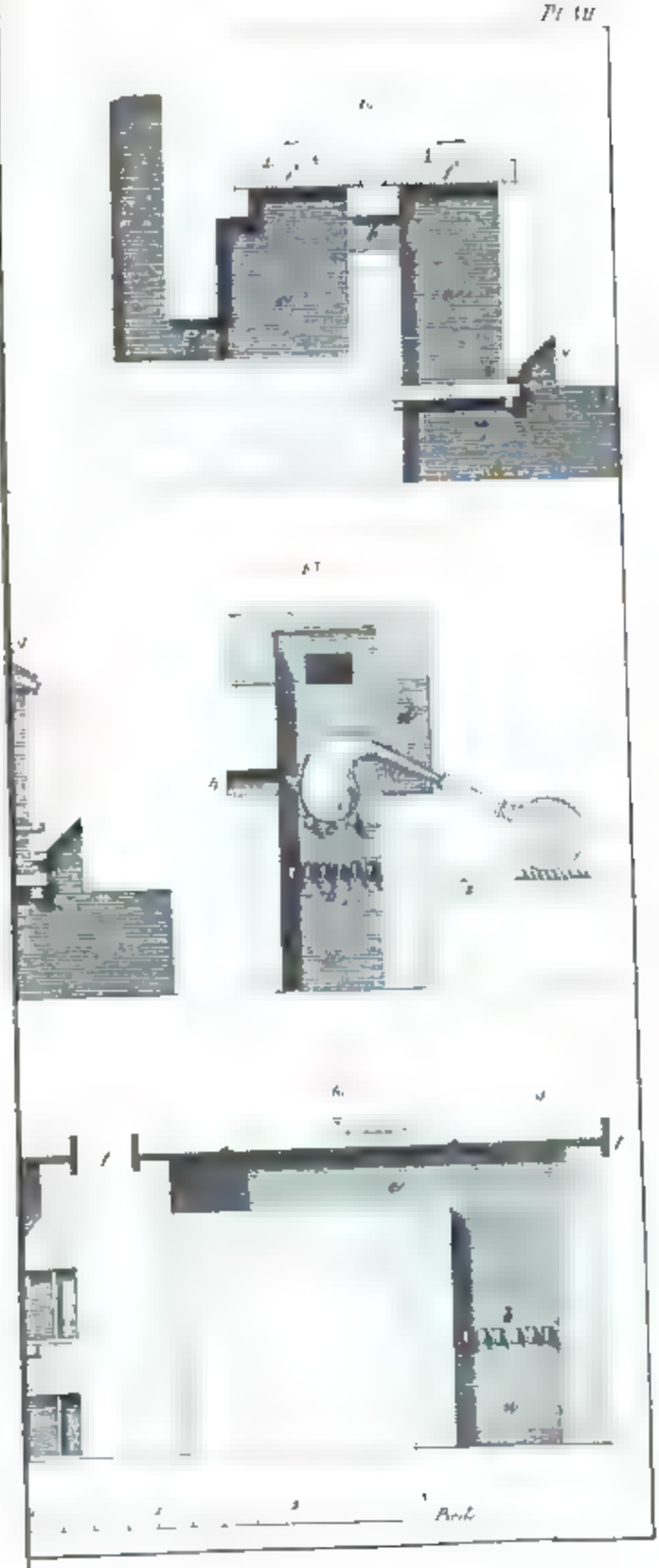
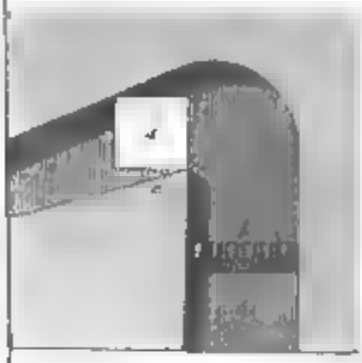
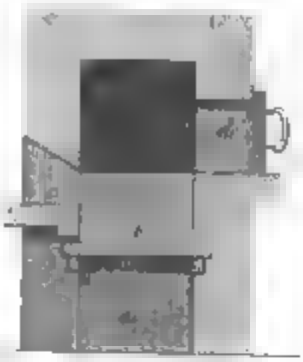

Pl. III
Feet

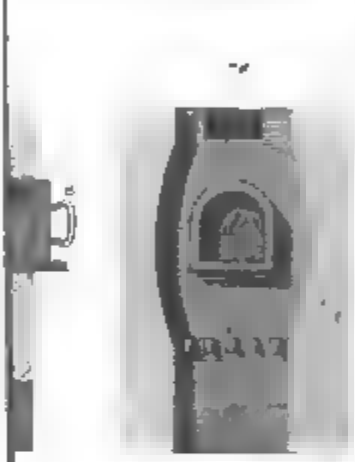
Fig. 66



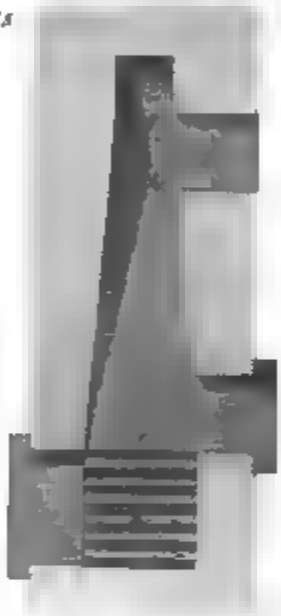
67



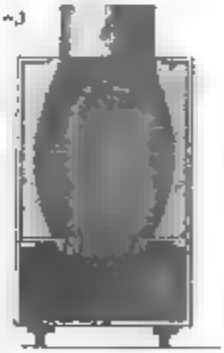
68



69

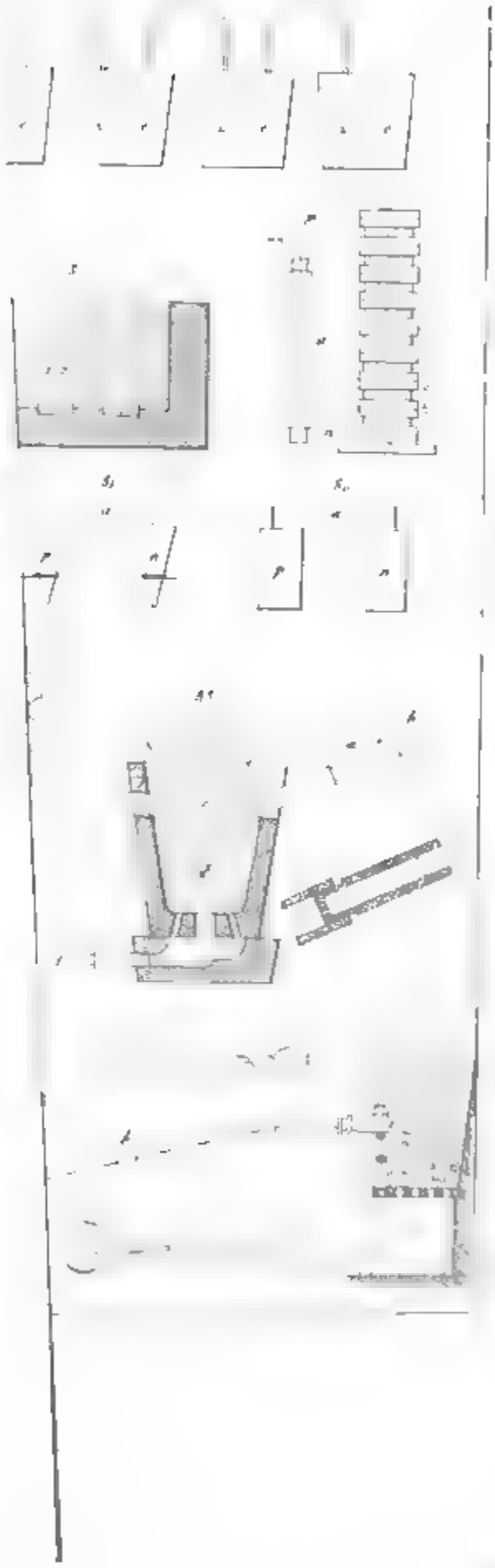


70



71

Pieds



Pl. X.

Digitized by Google

Digitized by Google

Digitized by Google

Digitized by Google